Quinta edición

Ralph A. Burns

Fundamentos de Química

ALWAYS LEARNING

PEARSON

Bloque *f* (elementos de transición internos)

Bloque *d* (metales de transición)

Bloque *p*

Bloque *s*

10 VIII	11 IB	12 II B	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
								2 **He** 4.00 helio
			5 **B** 10.81 boro	6 **C** 12.01 carbono	7 **N** 14.01 nitrógeno	8 **O** 16.00 oxígeno	9 **F** 19.00 flúor	10 **Ne** 20.18 neón
			13 **Al** 26.98 aluminio	14 **Si** 28.09 silicio	15 **P** 30.97 fósforo	16 **S** 32.07 azufre	17 **Cl** 35.45 cloro	18 **Ar** 39.95 argón
28 **Ni** 58.69 níquel	29 **Cu** 63.55 cobre	30 **Zn** 65.39 zinc	31 **Ga** 69.72 galio	32 **Ge** 72.61 germanio	33 **As** 74.92 arsénico	34 **Se** 78.96 selenio	35 **Br** 79.90 bromo	36 **Kr** 83.80 criptón
46 **Pd** 106.42 paladio	47 **Ag** 107.87 plata	48 **Cd** 112.41 cadmio	49 **In** 114.82 indio	50 **Sn** 118.71 estaño	51 **Sb** 121.76 antimonio	52 **Te** 127.60 telurio	53 **I** 126.90 yodo	54 **Xe** 131.29 xenón
78 **Pt** 195.08 platino	79 **Au** 196.97 oro	80 **Hg** 200.59 mercurio	81 **Tl** 204.38 talio	82 **Pb** 207.2 plomo	83 **Bi** 208.98 bismuto	84 **Po** (209) polonio	85 **At** (210) ástato	86 **Rn** (222) radón
110 **Ds** (269) darmstadio	111 **Rg** (272) roentgenio	112 ** (277)		114 ** (285)		116 †		

64 **Gd** 157.25 gadolinio	65 **Tb** 158.93 terbio	66 **Dy** 162.50 disprosio	67 **Ho** 164.93 holmio	68 **Er** 167.26 erbio	69 **Tm** 168.93 tulio	70 **Yb** 173.04 iterbio	71 **Lu** 174.97 lutecio
96 **Cm** (247) curio	97 **Bk** (247) berquelio	98 **Cf** (251) californio	99 **Es** (252) einstenio	100 **Fm** (257) fermio	101 **Md** (258) mendelevio	102 **No** (259) nobelio	103 **Lr** (262) laurencio

Fundamentos de Química

Fundamentos de Química

QUINTA EDICIÓN

Ralph A. Burns

St. Louis Community College - Meramec

Traducción:

Héctor Javier Escalona y García
Traductor profesional

Revisión técnica:

Abigail González Peña
Asesora técnica
Preparatoria Abierta en el Estado de México

Adaptación:

Leticia López Cuevas
Universidad Nacional Autónoma de México
Profesora de Química
Instituto Tecnológico y de Estudios Superiores de Monterrey
Campus Ciudad de México

PEARSON

Datos de catalogación bibliográfica

RALPH A. BURNS
Quinta edición

Pearson Educación, México, 2011
ISBN: 978-607-32-0683-9
Área: Bachillerato/Ciencias

Formato: 20 × 25.5 cm Páginas 776

Authorized adptation from the English languge entitled Fundamentals of Chemistry, 4th edition, by Ralph A. Burns publised by Pearson Education, inc., publising as PRENTICE HALL, INC., Copyright © 2002.
All rights reserved.
ISBN 0-13-033719-6

Adaptación autorizada de la edición en idioma inglés, titulada: Fundamentals of Chemistry, 4ª edición, por Ralph A. Burns, publicada por Pearson Education, Inc., publicada como PRENTICE HALL, INC., Copyright ©2003. Todos los derechos reservados.

Edición en inglés
Senior Editor: Kent Porter Hamann
Editor-in-Chief, Physical Sciences: John Challice
Vice President of Production and Manufacturing: David W. Riccardi
Executive Managing Editor: Kathleen Schiaparelli
Assistant Managing Editor: Beth Sweeten
Senior Marketing Manager: Steve Sartori
Assistant Managing Editor, Science Media: Nicole Bush
Assistant Managing Editor, Science Supplements: Dinah Thong
Media Editor: Paul Draper
Project Manager: Kristen Kaiser
Director of Creative Services: Paul Belfanti
Director of Design: Carole Anson
Managing Editor, Audio/Video Assets: Grace Hazeldine
Art Editor: Tom Benfatti
Art Director: Joseph Sengotta/Maureen Eide
Interior Design: Maureen Eide
Manufacturing Manager: Trudy Pisciotti
Assistant Manufacturing Manager: Michael Bell
Photo Researcher: Christine Pullo
Photo Editor: Carolyn Gauntt
Art Studio: Artworks
Senior Manager: Patricia Burns
Production Manager: Ronda Whitson
Manager, Production Technologies: Matthew Haas
Project Coordinator: Connie Long
Illustrators: Royce Copenheaver, Jay McElroy, Mark Landis
Art Quality Assurance: Timothy Nguyen, Stacy Smith, Pamela Taylor
Editorial Assistants: Nancy Bauer, Jacquelyn Howard
Production Supervision/Composition: Lithokraft II

Esta edición en español es la única autorizada.

Edición en español

Dirección general: Laura Koestinger
Dirección K-12: Santiago Gutiérrez
Gerencia editorial: Rodrigo Bengochea
Coordinación editorial: Gloria Morales
Coordinación de arte y diseño: Ásbel Ramírez
Asesoría y revisión pedagógica: Verónica Valdés
Edición sponsor: Enrique Quintanar
e-mail: enrique.quintanar@pearson.com
Edición de desarrollo: Zoraida Reyes
Supervisión de arte y diseño: Mónica Galván
Diseño de interiores y portada: RGB design
Diagramación: RGB design

Dirección K-12 Latinoamérica: Eduardo Guzmán Barros
Gerencia editorial Latinoamérica: Clara Andrade

QUINTA EDICIÓN, 2011

D. R. © 2011 por Pearson Educación de México, S.A. de C.V.
Atlacomulco No. 500-5° piso
Col. Industrial Atoto
53519, Naucalpan de Juárez, Edo. de México

Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana Reg. Núm. 1031

Reservados todos los derechos. Ni la totalidad ni parte de esta publicación pueden reproducirse, registrarse o transmitirse, por un sistema de recuperación de información, en ninguna forma ni por ningún medio, sea electrónico, mecánico, fotoquímico, magnético o electroóptico, por fotocopia, grabación o cualquier otro, sin permiso previo por escrito del editor.

El préstamo, alquiler o cualquier otra forma de cesión de uso de este ejemplar requerirá también la autorización del editor o de sus representantes.

ISBN LIBRO IMPRESO: 978-607-32-0683-9
ISBN E-BOOK: 978-607-32-0684-6
ISBN E-CHAPTER: 978-607-32-0685-3

Impreso en México. *Printed in Mexico.*

1 2 3 4 5 6 7 8 9 0 - 14 13 12 11

PEARSON

Contenido sinóptico

Prefacio xvii

Guía para el uso del texto xxiii

Carta para el alumno xxix

1 La química está en todas partes 1

2 Materia y energía 12

3 Mediciones fundamentales 35

4 Elementos, átomos y la tabla periódica 76

5 Estructura atómica: iones y átomos 114

6 Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos 154

7 Propiedades periódicas de los elementos 184

8 Enlaces químicos 213

9 Cantidades químicas 249

10 Reacciones químicas 276

11 Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas 312

12 Gases 338

13 Líquidos y sólidos 376

14 Soluciones 407

15 Velocidades de reacción y equilibrio químico 437

16 Ácidos y bases 469

17 Oxidación y reducción 507

18 Fundamentos de química nuclear 539

19 Química orgánica 577

20 Bioquímica 624

APÉNDICE A Conversiones entre los sistemas métrico y anglosajón y algunas constantes físicas 656

APÉNDICE B Operaciones algebraicas básicas 657

APÉNDICE C Uso de la notación exponencial 660

APÉNDICE D Uso de factores de conversión para resolver problemas 664

APÉNDICE E Glosario 671

APÉNDICE F Soluciones de los ejercicios y respuestas a los problemas impares 684

Créditos de fotografías 718

Índice 721

Contenido

Prefacio xvii

Guía para el uso del texto xxiii

Carta para el alumno xxix

1 La química está en todas partes 1

1.1 La química en nuestro mundo 2
La química en acción La química es parte de nuestro estilo de vida 4
1.2 Un enfoque científico de la resolución de problemas 4
1.3 De la hipótesis a la teoría: el método científico 6
1.4 En busca de respuestas: investigación básica y aplicada 7
La química en nuestro mundo La química y el buceo en aguas profundas 8
1.5 Química: una ciencia fundamental en tu educación 8
Resumen del capítulo 9 *Evalúa tu comprensión 10*
Términos clave 10 *Problemas 10*
Estudiantes en acción 11

2 Materia y energía 12

2.1 Materia 13
2.2 La materia tiene estados 14
2.3 Elementos y compuestos 17
2.4 Sustancias puras y mezclas 19
2.5 Propiedades y cambios físicos y químicos 20
Una mirada cercana Propiedades del azufre 23
2.6 Ley de conservación de la masa 24
Rostros de la química La química se convierte en ciencia cuantitativa 24
2.7 Energía y cambio químico 25
La química en nuestro mundo ¿Dónde quedó la materia: magia o ciencia? 25
La química en nuestro mundo Fotosíntesis y metabolismo 27
2.8 Ley de conservación de la energía 28
2.9 Conversión de materia en energía 29
Resumen del capítulo 29 *Evalúa tu comprensión 30*
Términos clave 30 *Problemas 30*
Estudiantes en acción 33

3 Mediciones fundamentales 35

3.1 Unidades métricas y SI 36
3.2 Medición métrica de la longitud y aproximaciones 38
3.3 Factores de conversión y análisis dimensional 40

3.4 Medición métrica del volumen y conversiones 43
3.5 Medición métrica de la masa y conversiones 46
3.6 Conversión entre unidades métricas y anglosajonas 49
3.7 La incertidumbre en las mediciones 50
3.8 Cifras significativas 51
3.9 Notación científica 56
Una mirada cercana Conteo de millones y miles de millones 58
Una mirada cercana ¿Cuánto es una parte por mil millones? 59
3.10 Densidad y densidad relativa 60
3.11 Medición de la temperatura 63
3.12 Temperatura y energía calorífica 66
Resumen del capítulo 69 *Evalúa tu comprensión 69*
Términos clave 70 *Problemas 70*
Estudiantes en acción 74

4 Elementos, átomos y la tabla periódica 76

4.1 Elementos: teoría antigua y moderna 77
Una mirada cercana Descrubimiento del darmstadtio 77
4.2 Nombres y símbolos 78
4.3 Elementos abundantes y elementos raros 81
4.4 La tabla periódica de los elementos 82
4.5 Propiedades físicas de los elementos 86
4.6 Átomos: de Demócrito a Dalton 88
Una mirada cercana Comprobación experimental 89
4.7 La teoría atómica de Dalton 90
4.8 Átomos y partículas subatómicas 94
4.9 Isótopos 98
4.10 Masas atómicas de los elementos 100
4.11 Cómo contar con moles 102
4.12 Masas molares y fórmulas químicas: una introducción 105
Resumen del capítulo 107 *Evalúa tu comprensión 108*
Términos clave 108 *Problemas 108*
Estudiantes en acción 112

5 Estructura atómica: iones y átomos 114

5.1 Descubrimiento de la estructura atómica 115
Rostros de la química Los Curie 119
5.2 El espectro electromagnético 121
La química en nuestro mundo Nuestra capa atmosférica de ozono y la radiación UV 123
La química en nuestro mundo Filtros solares y bloqueadores solares 124
La química en acción Espectrofotómetros de infrarrojo (IR) 125
5.3 Electrones excitados y espectros 126
La química en nuestro mundo Fuegos artificiales y colores de flama 127
5.4 Los electrones en los átomos 128

La química en nuestro mundo ¿De qué estan hechas las partículas subatómicas? 129
Rostros de la química Niels Bohr 130
5.5 Modelo mecánico cuántico del átomo 132
Una mirada cercana El principio de incertidumbre 135
5.6 Niveles energéticos de los electrones 136
5.7 Electrones de valencia y símbolos de Lewis 137
Rostros de la química Gilbert N. Lewis 138
Estructura electrónica: conceptos adicionales optativos
5.8 Subniveles de energía y orbitales 139
5.9 Subniveles energéticos y la tabla periódica 142
5.10 Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales 144
Resumen del capítulo 149 *Evalúa tu comprensión 150*
Términos clave 150 *Problemas 150*
Estudiantes en acción 152

6 Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos 154

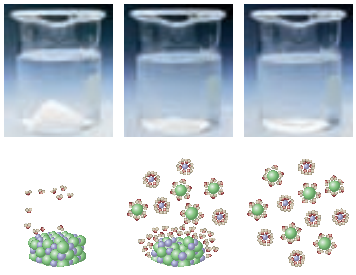
6.1 Iones monoatómicos 155
6.2 Iones poliatómicos 158
6.3 Nombres y fórmulas de los compuestos iónicos 159
6.4 Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas 162
6.5 Cómo saber el nombre de un compuesto iónico a partir de su fórmula 164
6.6 Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales 165
La química en nuestro mundo Óxido nítrico, memoria y envejecimiento 166
6.7 Número de oxidación de los átomos en los compuestos poliatómicos 167
6.8 Nomenclatura de los ácidos y sus sales 169
La química en nuestro mundo El nitrito de sodio visto de cerca 172
6.9 Hidratos 174
6.10 Algunas sustancias químicas y sus usos 175
La química en nuestro mundo Compuestos de aluminio: ¿dañinos o benéficos? 178
Resumen del capítulo 178 *Evalúa tu comprensión 179*
Términos clave 179 *Problemas 179*
Estudiantes en acción 182

7 Propiedades periódicas de los elementos 184

7.1 Orden a partir del caos: descubrimientos sobre la periodicidad 185
7.2 La tabla periódica en nuestros días 186
7.3 Tamaño atómico y tamaño iónico 189
7.4 Energía de ionización 192
7.5 Tendencias de los puntos de fusión y de ebullición 193
7.6 Tendencias de la densidad y la conductividad 195
7.7 Examen de los elementos por grupos 197
La química en nuestro mundo El desarrollo y la caracterización del grafeno los hizo acreedores al Premio Nobel de Física 2010 200

7.8 Metales de transición 205
7.9 Metales de transición interna 207
Resumen del capítulo 208 *Evalúa tu comprensión 209*
Términos clave 209 *Problemas 209*
Estudiantes en acción 211

8 Enlaces químicos 213



8.1 Enlaces iónicos 214
8.2 Enlaces covalentes 218
8.3 Electronegatividad 220
8.4 Enlaces covalentes polares 221
8.5 Enlaces metálicos 223
8.6 Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos 224
8.7 Cómo escribir fórmulas de Lewis 227
La química en nuestro mundo Dióxido de carbono y monóxido de carbono 229
8.8 Formas moleculares: modelos de globos y repulsión de pares de electrones 231
La química en nuestro mundo Reacciones fotoquímicas y destrucción de la capa de ozono 232
8.9 Agua: una molécula no lineal 234
8.10 Amoniaco: una molécula piramidal trigonal 235
8.11 Iones amonio y enlaces covalentes coordinados 236
8.12 Metano: una molécula tetraédrica 238
8.13 Estructuras moleculares y la tabla periódica 239
8.14 Puentes de hidrógeno 242
Resumen del capítulo 243 *Evalúa tu comprensión 244*
Términos clave 244 *Problemas 244*
Estudiantes en acción 246

9 Cantidades químicas 249

9.1 Pesos formulares y pesos moleculares 250
9.2 Moles y masas molares 250
Una mirada cercana ¿De qué tamaño es el número de Avogadro? 253
9.3 Cálculos de composición 254
9.4 Conversiones entre masa y moles 257
9.5 Cálculos con el número de Avogadro 258
9.6 Molaridad 262
9.7 Fórmulas empíricas y fórmulas moleculares 265
9.8 Cómo determinar fórmulas empíricas 266
9.9 Cómo determinar fórmulas moleculares 269
Resumen del capítulo 270 *Evalúa tu comprensión 271*
Términos clave 271 *Problemas 271*
Estudiantes en acción 274

10 Reacciones químicas 276

10.1 Reacciones químicas y ecuaciones químicas 277
10.2 Lo que nos dicen las ecuaciones químicas balanceadas 278
10.3 Cómo escribir y balancear ecuaciones químicas 280
10.4 Clasificación de las reacciones 286
10.5 Combustión 287
La química en nuestro mundo ¿A quién le corresponde disminuir los gases de efecto invernadero? 288
10.6 Reacciones de síntesis (combinación) 289
10.7 Reacciones de descomposición 290
10.8 Reacciones de los metales 293
10.9 Reacciones de los no metales 298
10.10 Reacciones de doble sustitución 299
10.11 Ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas 302
La química en nuestro mundo Reacciones químicas en las grutas de piedra caliza 303
10.12 Neutralización: una reacción de doble sustitución 303
Resumen del capítulo 304 *Evalúa tu comprensión 305*
Términos clave 305 *Problemas 305*
Estudiantes en acción 309

11 Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas 312

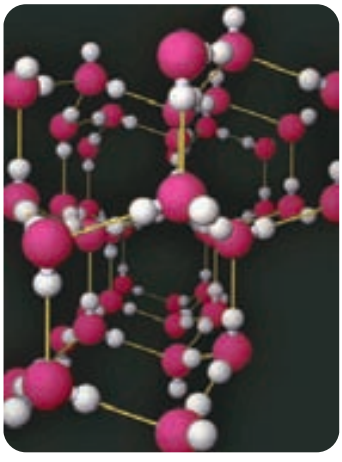
11.1 Razones molares a partir de ecuaciones químicas 313
11.2 Cálculos de mol a mol 314
11.3 Cálculos con moles y masas 316
11.4 Cálculos con soluciones molares 319
11.5 Cálculos de reactivo limitante 321
11.6 Rendimiento porcentual 323
11.7 Cambios de energía en las reacciones químicas 325
Resumen del capítulo 329 *Evalúa tu comprensión 330*
Términos clave 330 *Problemas 330*
Estudiantes en acción 333

12 Gases 338

12.1 La atmósfera 339
12.2 Teoría cinética molecular 339
Una mirada cercana Unidades de presión de un gas 342
12.3 Presión atmosférica 343
12.4 Ley de Boyle: presión y volumen de los gases 344
12.5 Ley de Charles: volumen y temperatura de los gases 348
12.6 Ley de Gay-Lussac: presión y temperatura de los gases 351
La química en nuestro mundo Tanques de gas para buceo profundo 354
12.7 Temperatura y presión normales 355
12.8 Ley combinada de los gases 356
12.9 Ley de Avogadro: volumen y moles de gases 357

12.10 Volumen molar y densidad de gases a TPE 358
12.11 Ley del gas ideal 360
12.12 Ley de Dalton de las presiones parciales 362
12.13 Estequiometría de gases: una visión integral 365
Resumen del capítulo 368 *Evalúa tu comprensión 369*
Términos clave 370 *Problemas 370*
Estudiantes en acción 374

13 Líquidos y sólidos 376



13.1 Gases, líquidos y sólidos: algunas generalizaciones 377
13.2 Fuerzas interiónicas e intermoleculares 379
13.3 El estado líquido 383
13.4 Vaporización y condensación 385
13.5 El estado sólido 390
13.6 Fusión y congelación 394
13.7 Curvas de calentamiento y enfriamiento 396
13.8 Agua: un líquido fuera de lo común 397
La química en nuestro mundo Congelación... ¿de qué y para qué? 398
Resumen del capítulo 401 *Evalúa tu comprensión 402*
Términos clave 402 *Problemas 402*
Estudiantes en acción 405

14 Soluciones 407

14.1 ¿Qué es una solución? 408
14.2 Terminología de solubilidad 410
14.3 Solubilidad de los compuestos iónicos 411
14.4 Solubilidad de los compuestos covalentes 413
14.5 Equilibrios de solubilidad 415
14.6 Efectos de la presión y la temperatura en la solubilidad 416
14.7 Expresiones de la concentración de las soluciones 419
La química en nuestro mundo Límites de metales pesados en el agua 424
14.8 Propiedades coligativas de las soluciones 425
14.9 Coloides 426
14.10 Ósmosis y diálisis (opcional) 428
Resumen del capítulo 431 *Evalúa tu comprensión 432*
Términos clave 432 *Problemas 432*
Estudiantes en acción 436

15 Velocidades de reacción y equilibrio químico 437

15.1 Velocidades de reacción: teoría de colisiones 438
15.2 Factores que gobiernan las velocidades de reacción 442
La química en nuestro mundo Temperaturas corporales 443
La química en acción Mecanismos de reacción 445
La química en acción La importancia de los catalizadores 448
15.3 Reacciones reversibles y equilibrio 449

15.4 Principio de Le Châtelier 453
La química en acción Síntesis de amoniaco 455
15.5 Efecto de un catalizador en un sistema 458
15.6 Expresión de la constante de equilibrio 459
Resumen del capítulo 462 *Evalúa tu comprensión 462*
Términos clave 463 *Problemas 463*
Estudiantes en acción 466

16 Ácidos y bases 469

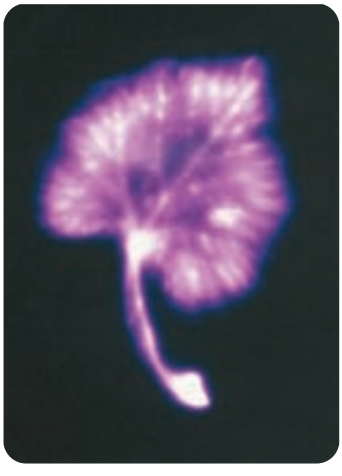
16.1 Ácidos y bases: teoría de Arrhenius 470
16.2 Ácidos fuertes y débiles 473
La química en acción Ácido sulfúrico 475
16.3 Bases fuertes y débiles 476
16.4 Reacciones de los ácidos 477
La química en nuestro mundo Lluvia ácida 479
La química en nuestro mundo ¿Hay ácido en tu pan? 480
16.5 Reacciones de las bases 480
La química en nuestro mundo Química de los antiácidos 482
16.6 Definiciones de ácidos y bases de Brønsted-Lowry 483
16.7 Definiciones de ácidos y bases de Lewis 485
16.8 Autoionización del agua 487
16.9 La escala de pH 488
16.10 Hidrólisis: sales en agua 496
16.11 Amortiguadores: regulación del pH 497
La química en nuestro mundo Acidez y la caries dental 498
16.12 Titulaciones ácido-base 499
Resumen del capítulo 500 *Evalúa tu comprensión 501*
Términos clave 501 *Problemas 502*
Estudiantes en acción 505

17 Oxidación y reducción 507

17.1 Números de oxidación: repaso 509
17.2 Oxidación y propiedades químicas del oxígeno 509
La química en nuestro mundo Oxígeno 511
17.3 Reducción y propiedades químicas del hidrógeno 513
Una mirada cercana Hidrógeno 514
17.4 Algunos agentes oxidantes importantes 516
La química en acción Peróxido de hidrógeno 519
La química en nuestro mundo Antisépticos y desinfectantes 520
17.5 Algunos agentes reductores importantes 520
La química en nuestro mundo Oscurecimiento de la plata 521
La química en acción Fotografía 522
17.6 Medias reacciones de oxidación y reducción 523
17.7 Celdas electrolíticas 525

17.8 Celdas voltaicas 528
Una mirada cercana Corrosión 530
Resumen del capítulo 533 *Evalúa tu comprensión 533*
Términos clave 534 *Problemas 534*
Estudiantes en acción 537

18 Fundamentos de química nuclear 539



18.1 Radiactividad natural 540
18.2 Vida media 544
18.3 Cómo se mide la radiación: unidades 546
18.4 Detectores de radiación 547
18.5 Radiación de fondo 548
La química en nuestro mundo El radón-222 en la vida diaria 550
18.6 Transmutaciones artificiales 551
18.7 Radiactividad inducida 552
La química en acción Exámenes por tomografía de emisión de positrones (TEP) 555
18.8 Usos prácticos de algunos radioisótopos 556
La química en acción Fechado del manto de Turín 561
18.9 Fisión nuclear: dividir átomos 561
18.10 Centrales nucleoeléctricas 566
Una mirada cercana Desechos nucleares: ¿qué hacer con ellos? 568
18.11 Fusión nuclear 569
Una mirada cercana Energía nuclear 570
Resumen del capítulo 571 *Evalúa tu comprensión 572*
Términos clave 572 *Problemas 573*
Estudiantes en acción 575

19 Química orgánica 577

19.1 Propiedades generales de las sustancias orgánicas e inorgánicas 578
19.2 Alcanos: los hidrocarburos saturados 579
19.3 Uso de fórmulas estructurales 585
19.4 Un lenguaje universal: nomenclatura de la IUPAC 586
La química en acción Metano: un gas de efecto invernadero muy potente 590
19.5 Alquenos y alquinos: hidrocarburos insaturados 592
La química en nuestro mundo Dos polietilenos 599
19.6 Hidrocarburos aromáticos 599
19.7 Alcoholes 602
La química en nuestro mundo Alcohol etílico 606
19.8 Fenoles 608
19.9 Éteres 608
19.10 Aldehídos y cetonas 609
19.11 Ácidos carboxílicos y ésteres 612
19.12 Aminas y amidas 615
Resumen del capítulo 617 *Evalúa tu comprensión 618*
Términos clave 618 *Problemas 618*
Estudiantes en acción 622

20 Bioquímica 624

20.1 Carbohidratos 625
20.2 Lípidos 631
La química en nuestro mundo Proyecto Mielina 634
20.3 Aminoácidos y proteínas 635
20.4 Ácidos nucleicos 640
La química en nuestro mundo Ingeniería genética 644
20.5 Algunas vitaminas y hormonas 645
Resumen del capítulo 652 *Evalúa tu comprensión 652*
Términos clave 652 *Problemas 653*
Estudiantes en acción 654

APÉNDICE A **Conversiones entre los sistemas métrico y anglosajón y algunas constantes físicas 656**

APÉNDICE B **Operaciones algebraicas básicas 657**

APÉNDICE C **Uso de la notación exponencial 660**

APÉNDICE D **Uso de factores de conversión para resolver problemas 664**

APÉNDICE E **Glosario 671**

APÉNDICE F **Soluciones de los ejercicios y respuestas a los problemas impares 684**

Créditos de fotografías 718

Índice 721

Prefacio

Para el profesor

La amplia aceptación y el éxito de la cuarta edición de este texto han aportado el ímpetu para introducir refinamientos y modificaciones cuyo propósito es aumentar el atractivo y la eficacia de la obra. Un texto de éxito es, por definición, una obra en evolución. Debemos un especial agradecimiento a todos los usuarios y revisores que han aportado útiles sugerencias, gracias a las cuales esta nueva edición podrá cubrir las necesidades de la población estudiantil de hoy.

Este texto ha sido preparado especialmente para los estudiantes que saben poco o nada de química. Está dirigido a la amplia diversidad de estudiantes que se están preparando para cursos posteriores de química y de otras ciencias. También es útil para quienes se preparan para seguir programas de enfermería, relacionados con la salud o técnicos, así como para alumnos de diversas disciplinas que toman el curso con fines de educación general.

Si bien la química está por todas partes, y sin ella la vida no sería posible, los estudiantes no suelen manifestar emoción ni entusiasmo ante la perspectiva de aprender acerca de las sustancias y las reacciones químicas. Por el contrario, los jóvenes suelen acercarse al estudio de la química con apreciable recelo. Más aún, quienes se dedican a la enseñanza de esta materia en todos los niveles expresan una auténtica preocupación ante las limitadas bases científicas y destrezas matemáticas de muchos estudiantes. Los jóvenes que se inician en el estudio de la química necesitan ayuda para:

- vencer sus temores,
- acercarse a la química con confianza,
- adquirir habilidades para resolver problemas y destrezas de razonamiento crítico,
- aplicar los principios de la química al resolver problemas,
- apreciar los emocionantes puntos de contacto con el mundo real y aplicaciones de la química y
- comprender que la química es parte de la vida cotidiana.

En esta quinta edición nos hemos propuesto alcanzar estas metas por medio de la combinación de estrategias de aprendizaje encaminadas a resolver los problemas comunes que los estudiantes suelen tener para comprender la química. Sólo si el alumno es competente podrá vencer el miedo y sentir confianza.

A fin de ayudar a los estudiantes a alcanzar una comprensión profunda, este texto:

Se ocupa de sus actitudes desde un principio. Antes del capítulo 1 se inserta una carta que se ocupa del recelo de los jóvenes y de las técnicas de estudio. La carta cita seis niveles de procesos mentales, describe diez principios del estudio productivo y propone pasos y acciones que conducen al éxito. Se recomiendan técnicas de estudio específicas para ser aplicadas antes de las sesiones de clase, durante ellas y antes de los exámenes. En vez de esperar que los estudiantes sepan automáticamente cómo abordar el estudio de la química, sugerimos y aportamos estrategias de aprendizaje satisfactorias.

Llega a los estudiantes donde ellos se encuentran. Cada capítulo se inicia con una introducción que relaciona los temas nuevos con aplicaciones comunes, y propone razones para aprender. A lo largo de cada capítulo se ha tenido cuidado de proveer una estructura de aprendizaje cimentada en explicaciones sencillas y exhaustivas, aunadas a notas al margen que apuntan hacia conexiones de aprendizaje, conexiones con el mundo real y conexiones médicas. Las conexiones de aprendizaje ayudan al alumno a relacionar los temas nuevos con términos, conceptos y problemas de secciones precedentes, y apuntan hacia temas posteriores donde el concepto será necesario o se abundará en él. De esta forma se atrae más de una vez la atención del estudiante hacia los puntos principales. La repetición intensifica la retención; las aplicaciones mejoran la comprensión.

Hay conexiones por todas partes. Las notas al margen tienen títulos que enfocan la atención del estudiante en las Conexiones de aprendizaje, las Conexiones con el mundo real y las Conexiones médicas. Se utilizan recuadros cuando la aplicación o conexión se analiza con más detenimiento. Los alumnos aprenden conceptos nuevos estableciendo conexiones con conceptos y ejemplos conocidos. Para ello, frecuentemente se utilizan explicaciones en el texto relacionadas con sustancias comunes y analogías simples para que el estudiante considere detenidamente los conceptos nuevos. Véanse todas las notas al margen y la Fig. 11.4 (Preparación de emparedados y reactivos limitantes), la Fig. 4.7 (Relacionar los metales y no metales con posiciones de la tabla periódica), la Fig. 4.27 (Conteo por pesaje), las Figs. 8.6 y 8.7 (Tendencias de electronegatividad: conceptos e iconos) y el recuadro *Propiedades del azufre* de la sección 2.5. Véanse también los iconos de tabla periódica de las Figs. 7.11, 7.12, 7.18, 7.19, 7.28 y otras.

Ayuda al estudiante a visualizar la química. Para atraer la atención del estudiante, el material debe ser atrayente e interesante, pero además los materiales didácticos deben facilitarle la visualización de los átomos, moléculas, estructuras moleculares y cambios químicos. Las ilustraciones son importantes. Asimismo, el color es parte sustancial de la química y de nuestra vida diaria, por lo que se usa en este texto como herramienta didáctica. Las tablas periódicas codificadas por color (Figs. 5.32, 5.33, 5.36 y la tabla periódica del interior de la cubierta) utilizan repetidamente el mismo esquema de colores para alentar al estudiante a establecer conexiones y, de esta manera, facilitar el aprendizaje. En todo el texto se utilizan extensamente fotografías y figuras de actualidad a cuatro colores para que el estudiante visualice mejor la química.

También se incluyen ventanas de aumento en las que se muestran los materiales en el nivel atómico y molecular al lado de la imagen macroscópica, a fin de que el estudiante piense más como químico, representándose mentalmente lo que ocurre en el nivel molecular. Véase la Fig. 8.1 (Reacción de sodio con cloro), la Fig. 10.2 (Combustión de magnesio), la Fig. 10.22 (Precipitación), la Fig. 14.3 (Disolución de una sal) y la Fig. 14.16 (Ósmosis).

Destaca el aprendizaje por pasos pequeños. A partir del capítulo 2, cada sección de capítulo contiene uno o más ejemplos representativos resueltos que hacen un total de más de 250. En esta edición cada ejemplo va seguido de dos ejercicios, uno simple y el otro más complejo, con lo que en total se ofrecen más de 500 ejercicios que sirven al estudiante como autoexámenes. En el apéndice F se dan las soluciones a los ejercicios. Los ejemplos y ejercicios proporcionan al estudiante un método estructurado para repasar los puntos principales de una sección antes de continuar con la siguiente. Estrategias de resolución de problemas, o "mapas conceptuales", así como explicaciones paso a paso, complementan los ejercicios resueltos, los cuales sirven de modelo para resolver los problemas de final de capítulo, a los que se hace referencia en el margen al lado de los ejercicios.

Muchos de los 250 ejemplos resueltos se plantean en pasos pequeños. Los ejemplos de esta edición van seguidos de dos ejercicios, el ejercicio (a) es simple y el ejercicio (b), más complejo, cuyas respuestas se dan en el apéndice F. Véanse los ejemplos del 9.13 al 9.18, los ejercicios del 9.13 al 9.18 y los ejemplos del 11.2 al 11.6, junto con los ejercicios adjuntos del 11.2 al 11.6 y las figuras afines 11.1 y 11.2.

- **Proporciona pares de problemas similares.** Más de 1950 problemas de final de capítulo en pares hermanados ofrecen abundantes oportunidades para "aprender haciendo", que es el *método* de la ciencia. Se incluye un conjunto de problemas, ordenados por tema y del más simple al más complejo. En el apéndice F se dan las respuestas a los problemas impares. La *Guía de estudio y manual de soluciones* para el alumno ofrece soluciones pormenorizadas completas a los problemas impares. Los problemas impares y pares constituyen dos conjuntos de problemas de dificultad equivalente; de este modo, el profesor que no desee que el alumno tenga acceso a las respuestas puede asignar los problemas pares. El *Manual de soluciones para el profesor* contiene soluciones completas de todos los problemas.

- **Pone de relieve el proceso de la ciencia.** No basta con resolver problemas; es necesario entender los términos y conceptos. Con frecuencia se resuelven incorrectamente los problemas sencillos cuando se confunden los principios fundamentales. Por otra parte, el estudiante se topa con el "proceso de la ciencia" cuando reflexiona detenidamente en los experimentos que dieron origen a los grandes descubrimientos y que utilizan datos experimentales realistas para sustentar leyes científicas. Por ejemplo, el texto describe experimentos que condujeron a la ley de conservación de la masa y a sus aplicaciones actuales (Capítulo 2), a la teoría atómica de Dalton (Capítulo 4), y a descubrimientos que alteraron nuestros modelos de los átomos (Capítulo 5), y experimentos que aportan información acerca de los enlaces químicos (Capítulo 8) y los gases (Capítulo 12). Siempre que es posible, se presentan resultados de experimentos antes de expresar una ley, a fin de crear un ambiente de aprendizaje en el que se ha generado una "necesidad de saber". Nos proponemos demostrar que la búsqueda de respuestas, en el pasado, en el presente y en el futuro, puede ser a la vez emocionante y estimulante.

  Para apoyar esta labor, el capítulo 8, *Enlaces químicos*, prensenta numerosas ilustraciones para mejorar el aprendizaje. Véanse la tabla 8.2, de la sección 8.8, y las Figs. 8.11, 8.15 y 8.18. Además se integran imágenes, junto con dibujos ilustrativos, para facilitar al estudiante la visualización de conceptos importantes y difíciles en materia de equilibrio. Véanse las Figs. 15.3, 15.4, 15.6, 15.13, 15.14 y 15.15.

- **Da importancia al lenguaje de la química.** Los términos y fórmulas químicas sirven para comunicar la química; es preciso comprenderlos para resolver problemas. Los términos clave aparecen en negritas en el texto donde se definen, y se incluyen en una lista al final del capítulo para su repaso. El capítulo 6 ofrece un tratamiento exhaustivo de la nomenclatura. Este capítulo "independiente" se puede exponer más pronto, más tarde, o en secciones pequeñas, a juicio del profesor.

  Se incluyen numerosos problemas de final de capítulo referentes a escritura de fórmulas y nomenclatura, a fin de brindar más flexibilidad. Las notas al margen proporcionan Conexiones de aprendizaje con referencias cruzadas para términos clave previamente definidos o analizados. Véanse las notas al margen de las secciones 14.1, 14.2, 14.4, 14.5 y 14.7.

- **Proporciona aplicaciones en el mundo real.** Numerosos recuadros especiales, descripciones dentro del texto y notas al margen presentan aplicaciones, conexiones con el mundo real, ilustraciones con palabras e imágenes y puntos de relieve histórico referentes a prácticamente todos los principios que se estudian. Estos materiales ayudan al alumno a comprender que la química es parte de la vida diaria. Más aún,

el aprendizaje se facilita cuando los nuevos conocimientos se ligan y se relacionan con cosas ya conocidas.

NUEVO: Ciertas secciones han sido sustituidas por contenidos de actualidad que muestran aplicaciones de la química. Véanse los recuadros: La química es parte central de nuestro estilo de vida, en la sección 1.1, ¿Dónde quedó la materia: magia o ciencia?, en la sección 2.7; Descubrimiento del darmstadtio, en la sección 4.1; ¿De qué están hechas las partículas subatómicas?, en la sección 5.4; Compuestos de aluminio, en la sección 6.10; El desarrollo y la caracterización del grafeno, en la sección 7.7; Reacciones fotoquímicas y destrucción de la capa de ozono, en la sección 8.8; ¿A quién le corresponde disminuir los gases de efecto invernadero?, en la sección 10.5; Tanques de gas para buceo profundo, en la sección 12.6; Congelación… ¿de qué y para qué?, en la sección 13.8; Límites de metales pesados en el agua, en la sección 14.7; La importancia de los catalizadores, en la sección 15.2; Acidez y la caries dental, en la sección 16.11; Oscurecimiento de la plata, en la sección 17.5; Desechos nucleares: ¿qué hacer con ellos?, en la sección 18.10; Metano, un gas de efecto invernadero muy potente, en la sección 19.4 y Proyecto Mielina en la sección 20.2.

- **Destaca los aspectos fundamentales.** Se ha puesto especial atención a la provisión de descripciones claras y sencillas de temas que suelen confundir a los alumnos principiantes. Algunos ejemplos son (1) la formulación y uso de factores de conversión para resolver problemas, (2) la elaboración de un plan o "mapa de conceptos" para resolver problemas, (3) el uso del número apropiado de dígitos significativos en las respuestas, (4) la escritura correcta de fórmulas y ecuaciones químicas y (5) el uso de la tabla periódica como herramienta para predecir propiedades y reacciones de sustancias químicas.

  Véanse las ilustraciones que favorecen el aprendizaje de los conceptos: Figs. 3.5, 3.13, 3.18, 4.27, 5.23, 8.11, 11.1, 11.4 y 11.5.

- **Ayuda al estudiante a evaluar su aprendizaje.** Un recurso de autoevaluación denominado "Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación" antecede a la lista de palabras clave y problemas de final de capítulo. Este recurso consiste en una breve lista, con referencias a las secciones del capítulo, que describe lo que el estudiante debe ser capaz de hacer para demostrar un conocimiento exhaustivo de los puntos principales del capítulo. Los ejemplos y ejercicios integrados al capítulo en cada sección, así como los problemas de final de capítulo también sirven como medios de autoevaluación.

  A fin de ofrecer más recursos de autoevaluación dentro del capítulo, los ejemplos van seguidos de dos ejercicios: el ejercicio (a), que es sencillo, y el ejercicio (b), de mayor complejidad.

- **Favorece el desarrollo de actividades experimentales y extracurriculares.** Los contenidos del libro permiten acompañar a los estudiantes en la exploración del interesante mundo de la química, pero siempre habrá cuestionamientos adicionales que el estudiante desee comprobar o verificar por cuenta propia y es importante que desarrolle la capacidad para responder a retos intelectuales. Las actividades experimentales y de aplicación tienen un papel fundamental en ese sentido, es por ello que en la presente edición se han integrado una sección especial con este objetivo.

NUEVO: Estudiantes en acción. Esta sección integra actividades para experimentar en un laboratorio convencional de ciencias aplicando el método científico, así como actividades extracurriculares no experimentales que pondrán a prueba las habilidades adquiridas.

Algunas actividades prácticas pueden llevarse a cabo con materiales convencionales de laboratorio o en su caso elaborados por los propios estudiantes, implementando recursos comunes auxiliares.

En estas experiencias se reforzarán habilidades como el manejo de materiales de laboratorio y se aprenderán procesos necesarios para la síntesis y purificación de compuestos químicos tal y como se hace en laboratorios industriales. De esta manera, se favorece el acercamiento con el mundo real.

Las experiencias de Estudiantes en acción están diseñadas para favorecer la consecución de los objetivos del capítulo. Permiten verificar la interrelación de los conceptos teóricos con la práctica, consolidar lo aprendido o simplemente ir más allá de los conceptos, con investigaciones complementarias que enriquecerán la formación y le darán al estudiante la posibilidad de reflexionar con lo que sucede en su entorno. En todas ellas tendrá una oportunidad para sorprenderse con el fascinante mundo de la química.

Suplementos

Para el estudiante

Companion Website (sitio complementario) para Fundamentos de Química, quinta edición, en www.pearsoneducacion.net/burns. Este innovador centro de recursos en línea ha sido proyectado específicamente para apoyar y reforzar el texto de Burns. El Website ofrece lo siguiente:galería de imágenes descriptivas y simulaciones de actividades experimentales. Además, se han agregado problemas multiconceptuales difíciles, así como un conjunto de problemas adicionales.

Para el profesor

CD ROM con recursos para el profesor, que contiene videos, animaciones, presentaciones en Power Point y generador de exámenes (Test Gen).

Agradecimientos

Mi gratitud para numerosas personas de Prentice Hall, en especial para mi editora, Kent Porter Hamann, de quien he recibido más ayuda y apoyo. Siempre ha estado disponible para hacer sugerencias, responder preguntas y brindar un sólido liderazgo. Agradezco especialmente a Kristen Kaiser, gerente de proyecto, por supervisar la publicación de los suplementos; a Maureen Eide, directora de arte; Connie Long, coordinadora de proyecto; Paul Draper, editor de medios; Steve Sartori, gerente de mercadotecnia; y Beth Sturla, asistente del editor en jefe. Agradezco asimismo a Suzanne Saum por su tedioso trabajo con el manual de soluciones, y a David Shaw por sus importantes aportaciones como revisor de exactitud.

Tengo mucho que agradecer a las personas siguientes, quienes revisaron partes del manuscrito para las primeras tres ediciones, e hicieron útiles aportaciones y sugerencias. Estos profesores y las instituciones a las que pertenecen son los siguientes:

Edward Alexander, San Diego Mesa College; Melvin Anderson, Lake Superior State University; Oren P. Anderson, Colorado State University; Paul Anderson, Northwestern Michigan College; Caroline L. Ayers, East Carolina University; David W. Ball, Cleveland State University; Jay Bardole, Vincennes University; Shay Bean, Southwestern Illinois College; David Blackman, University of the District of Columbia; Doug Campbell, Eastern Oregon University; Armando L. Cruz-Rods, Oklahoma State University, Oklahoma City; Sara M. Deyo, Indiana University-Kokomo; David Dozark, Kirkwood Community College; Jerry Driscoll, University of Utah; Evelyn S. Enerich, The State University of New Jersey-Rutgers; Steve Gentemann, Southwestern Illinois College; John B. Grutzner, Purdue University; James Hardcastle, Texas Woman's University; Richard Hartung, University of Nebraska-

Kearney; Victor Heasley, Point Loma Nazarene College; Willian Jensen, University of Cincinnati; James Johnson, Sinclair Community College; Joanna Kirvaitis, Moraine Valley Community College; Gerald Kokoszka, State University of New York-Plattsburgh; Doris K. Kolb, Bradley University; Robert Kowerski, San Mateo Community College; George F. Kraus, Charles County Community College; Roger Lloyd, University of Memphis; Brian McBurnett, California State University, Chico; George G. Lowry; Western Michigan University; Katherine W. McLean, Phoenix College; Wendell H. Morgan, Hutchinson Community College; Joanna Petridou-Fischer, Spokane Falls Community College; Fred Redmore, Highland Community College; Jorge Salinas, Miame Dade Community College; Sue Saum, Lindenwood College; William D. Schulz, Eastern Kentucky University; David B. Shaw, Madison Area Technical College; Mike Sheets, Texarkana College; Donald Showalter, University of Wisconsin-Stevens Point; Trudie Jo Wagner, Vincennes University; Danny V. White, American River College; Linda Wilkes, University of SouthernC olorado.

Por último, deseo agradecer a mis alumnos del St. Louis Community College-Meramec, quienes me apoyaron con entusiasmo, señalaron errores y me ayudaron a identificar campos que requerían una explicación más amplia que en la edición anterior. Gracias también a mis colegas Michael Hauser, Gee Krishnan, Andrew Langrehr, John Munch y L. Gray Rueppel del St. Louis Community College-Meramec, y Pauline Bellavance del Fontbonne College, que aportaron retroalimentación ys ugerenciass obred iversasi deasy a spectos.

Enseñar a los estudiantes y verlos madurar en su conocimiento de la química durante el curso de un semestre es un auténtico gozo. Les deseo lo mejor a ellos y a todos los que utilizan este texto. Los comentarios, correcciones y sugerencias de los usuariosd ee stet extos eráns iempreb ienvenidos.

R.A.B.

Agradecimiento especial

Por sus valiosos comentarios que han servido para enriquecer el desarrollo de esta nueva edición.

Carlos Capunay
Instituto Episcopal San Cristóbal, Panamá

Esteban Durán Herrera
Universidad de Costa Rica

Jenncy Carazo Mesen
Universidad Latina. San José, Costa Rica

Máximo Juan Lau La Riva
Universidad Latina. San José, Costa Rica

Guía para el uso del texto

La quinta edición de ***Fundamentos de Química*** llega a los estudiantes donde ellos se encuentran. Se han incorporado recursos para facilitar a los jóvenes la comprensión de las explicaciones paso a paso que son parte de sólidas estrategias para resolver problemas, para mostrar las aplicaciones y conexiones de la química con el mundo real, para ayudarles a visualizar los átomos, moléculas, estructuras moleculares y cambios químicos y para llevar a cabo actividades experimentales.

Resolución de problemas

Muchos de los 250 ejemplos resueltos hacen hincapié en el proceso de aprendizaje por pasos pequeños. Los ejemplos ofrecen al estudiante un método estructurado para repasar los puntos principales de una sección antes de continuar con la sección siguiente.

Los ejemplos van seguidos de dos ejercicios: el ejercicio (a) es sencillo; el ejercicio (b) es más complejo con el propósito de alentar al estudiante a aplicar sus conocimientos y resolver un problema más difícil. El estudiante dispone de más de 500 ejercicios en total para autoevaluar su aprendizaje. En el apéndice F se dan las respuestas a los ejercicios tanto (a) como (b).

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
▼ paso a paso

Cálculos de reactivo limitante

1. Calcula en todos los casos la cantidad de producto que se forma (en moles o gramos)c onb asee nl ac antidadc onocidad ec adar eactivo.
2. Identifica el *reactivo limitante*. Es el reactivo que forma la menor cantidad de producto.
3. La cantidad de producto que se puede formar durante la reacción es la que forma el reactivol imitante.

Ahora que ya comprendes los conceptos que permiten resolver problemas con reactivos limitantes, efectúa los cálculos que se muestran en el ejemplo 11.6.

EJEMPLO 11.6 **Cálculos de reactivo limitante**

Si se colocan 55.0 g de nitrógeno gaseoso en un recipiente de reacción junto con 55.0 g de hidrógeno gaseoso, determina cuál sustancia es el reactivo limitante y cuántos gramosd ea moniacog aseosop uedep roducire star eacción.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

SOLUCIÓN La información proporcionada te permite saber que se trata de un problemad er eactivol imitante.

- **PASO 1** Con base en las cantidades indicadas en el problema, calcula cuántos gramos de producto se forman a partir de cada reactivo.

$$\text{Con el } N_2\text{:}\quad 55.0\ \text{g } N_2 \times \frac{1\ \text{mol } N_2}{28.0\ \text{g } N_2} \times \frac{2\ \text{mol } NH_3}{1\ \text{mol } N_2} \times \frac{17.0\ \text{g } NH_3}{1\ \text{mol } NH_3} = 66.8\ \text{g } NH_3$$

$$\text{Con el } N_2\text{:}\quad 55.0\ \text{g } H_2 \times \frac{1\ \text{mol } H_2}{2.02\ \text{g } H_2} \times \frac{2\ \text{mol } NH_3}{3\ \text{mol } H_2} \times \frac{17.0\ \text{g } NH_3}{1\ \text{mol } NH_3} = 309\ \text{g } NH_3$$

- **PASO 2** La menor cantidad de producto se forma con la cantidad de nitrógeno indicada;p ort anto, el N_2 ese lr eactivol imitante.
- **PASO 3** La cantidad de producto que se forma es la menor cantidad de gramos calculadae ne lp aso 66.8 g de NH_3. (respuesta)

EJERCICIO 11.6

Repite los cálculos descritos en el ejemplo 11.6, pero esta vez considera 55.0 g de nitrógenog aseosoy 1 0.0g d eh idrógenog aseosop arae stablecer

(a) cuántosg ramosd ea moniacos ep uedenp roducir.

(b) ¿Cuáls ustanciae se lr eactivol imitante?¿ Cuále stáe ne xceso?

Problemas de final de capítulo

Problemas

Teoría cinética molecular (TCM)

12.1 Los gases carecen de forma o volumen definido; se expanden hasta llenar el recipiente que los contiene. Explica esta propiedad física en términos de la teoría cinética molecular (TCM).

12.2 Los gases son compresibles, su densidad es pequeña y se difunden (mezclan). Explica estas propiedades físicas en términos de la teoría cinética molecular (TCM).

12.3 Con base en la TCM, explica por qué aumenta la presión de un gas cuando su volumen se reduce a temperatura constante.

12.4 Con base en la TCM, explica por qué las partículas de helio y de nitrógeno tienen la misma energía cinética cuando se hallan en estado gaseoso en tanques y en las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura.

12.5 De acuerdo con la TCM, ¿cómo cambia la temperatura cuando la velocidad media de las partículas disminuye?

12.6 De acuerdo con la TCM, ¿cómo cambia la presión cuando las partículas de un gas golpean con menos frecuencia las paredes de un recipiente?

12.7 Un tanque de helio y un tanque de criptón tienen la misma presión, volumen y temperatura. Compara (sin emplear números) la energía cinética, masa, rapidez de movimiento y número de partículas de cada tanque. Explica tu razonamiento.

12.8 El tanque A tiene un volumen de 10. L y contiene 800. g de O_2. El tanque B tiene un volumen de 5.0 L y contiene 400. g de O_2. Tomando la TCM como base de juicio, compara la presión de los dos tanques (a

12.11 Con base en la TCM, explica por qué se puede percibir el aroma característico del café en una habitación distinta de aquélla donde se está preparando.

12.12 Con base en la TCM, explica por qué dormir en un colchón de aire es más cómodo que dormir en el suelo.

12.13 Con base en la TCM, explica por qué se puede introducir aún más aire en un neumático de automóvil que ya parece tener toda la presión necesaria.

12.14 Con base en la TCM, explica por qué las burbujas de gas del agua en ebullición se agrandan al acercarse a la superficie. ¿Por qué suben las burbujas a la superficie?

Atmósfera y presión atmosférica

12.15 ¿A qué nos referimos cuando hablamos de la atmósfera de la Tierra?

12.16 Menciona los cuatro gases principales presentes en nuestra atmósfera.

12.17 Define los términos presión y presión atmosférica.

12.18 ¿Por qué la presión atmosférica es mayor al nivel del mar que a grandes altitudes?

12.19 ¿Cómo funciona un barómetro de mercurio?

12.20 ¿Por qué no se escurre todo el mercurio fuera de un barómetro de mercurio?

12.21 Efectúa las conversiones de presión de gas que siguen.

a. 1.00 atm = ? torr

b. 912 torr = ? atm

c. 0.500 atm = ? mm Hg

d. 1200 lb/pulg^2 = ? atm

Página 370

Los problemas de final de capítulo en pares hermanados ofrecen abundantes oportunidades para "aprender haciendo", que es el método de la ciencia. El conjunto de **Problemas** está ordenado por temas, del más simple al más complejo.

Estudiantes en acción

La sección **Estudiantes en acción** integra actividades para experimentar en un laboratorio convencional de ciencias aplicando el método científico, así como actividades extracurriculares no experimentales que pondrán a prueba las habilidades adquiridas.

Estudiantes en *acción*

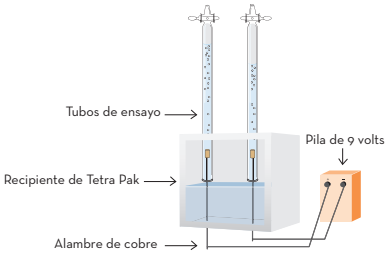
¿Qué sucede cuando una corriente eléctrica pasa por el agua?

Materiales y reactivos

- 1 recipiente de Tetra Pak limpio y seco
- 2 tubos de ensayo pequeños
- 1 pila de 9 volts
- 1 probeta
- 1 clavo
- 1 plumón indeleble
- Regla graduada
- Cinta de aislar
- Alambre de cobre
- Solución de sulfato de sodio al 10%
- Cloruro de sodio 0.1 M
- Agua destilada

Procedimiento

1. Corta el recipiente a una altura de 10 cm y haz dos orificios en el fondo, separados por 5 cm entre sí. Introduce en cada orificio un trozo de alambre de cobre y sella con la cinta de aislar. Coloca 3 mL de agua destilada para verificar que no haya fugas. Adiciona 20 mL de agua destilada y 10 mL de sulfato de sodio al 10%.
2. Vierte en cada tubo de ensayo 2 mL de agua destilada o de cloruro de sodio 0.1 M y ponlos de forma invertida sobre los alambres de cobre. Enrolla los extremos sueltos del alambre en la pila de 9, volts uno al polo positivo (cátodo) y el otro al negativo (ánodo).
3. Observa la producción de gases y marca hasta donde llegan.



Resultados

a) En tu cuaderno, plantea un objetivo respecto del problema de investigación: **¿Qué sucede cuando una corriente eléctrica pasa a través del agua?**

b) Investiga las propiedades físicas y químicas del agua y escribe las ecuaciones de las reacciones ocurridas en cada electrodo.

del gas observada en el cátodo y en el ánodo y responde: **¿cuál es la proporción del volumen del gas producido en el cátodo en relación al generado en el ánodo?** y explica el porqué de tal razón.

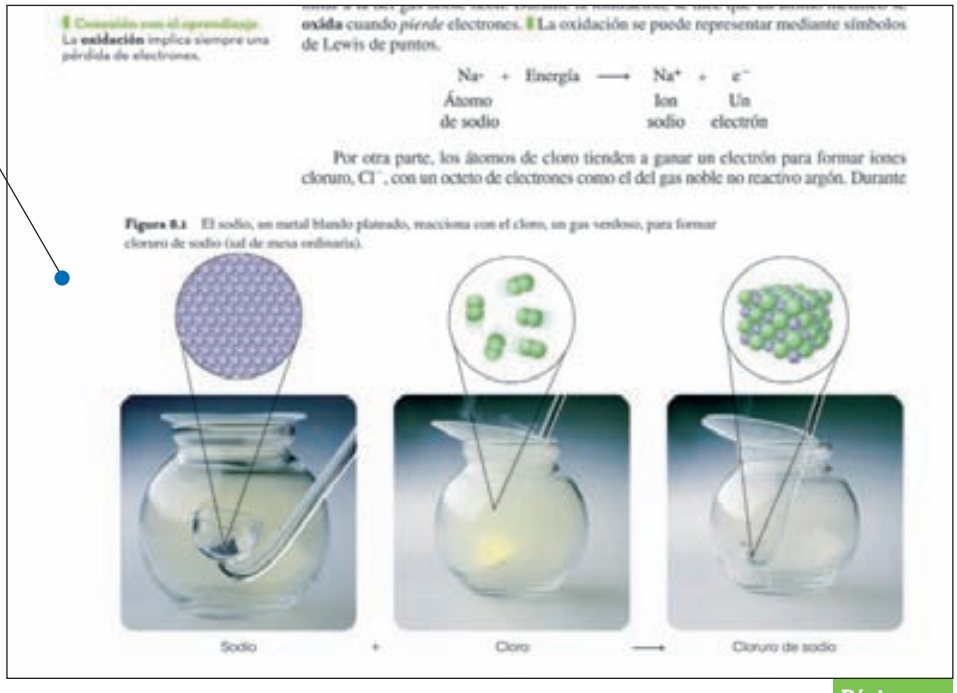
e) Escribe una conclusión con base en tu objetivo.

Te sugerimos visitar estos sitios para encontrar recursos acerca de este tema:

Página 374

Ilustraciones

Se incorporan ventanas de aumento que muestran los materiales en el nivel atómico y molecular al lado de la imagen macroscópica a fin de estimular al estudiante a pensar más como químico, representándose mentalmente lo que ocurre en el nivel molecular.



Página 214

Se integran imágenes al lado de dibujos actualizados para facilitar al estudiante la visualización de conceptos importantes y difíciles.

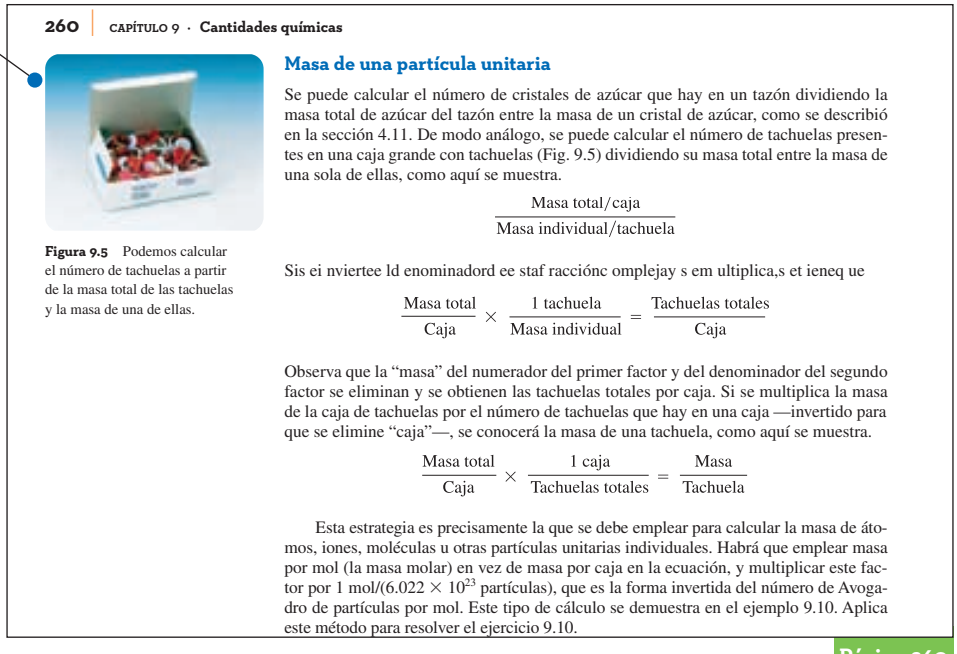
(a) (b)

Figura 3.19 (a) Un densímetro permite conocer la densidad relativa de una solución anticongelante para determinar el nivel de protección que brinda a temperaturas bajas. (b) El densímetro que aquí se muestra mide densidades relativas de 0.700 a 0.770. Los densímetros se utilizan para medir la densidad relativa de soluciones anticongelantes, el contenido de ácido de las baterías de automóvil, la cantidad de alcohol presente en el vino, el contenido de azúcar del jarabe de arce y los sólidos disueltos en la orina.

Página 62

Aplicaciones y conexiones con el mundo real

Se utilizan frecuentes explicaciones incluidas en el texto, con base en sustancias comunes y analogías sencillas, para facilitar al estudiante el estudio detenido de los conceptos nuevos.



260 | CAPÍTULO 9 · Cantidades químicas

Figura 9.5 Podemos calcular el número de tachuelas a partir de la masa total de las tachuelas y la masa de una de ellas.

Masa de una partícula unitaria

Se puede calcular el número de cristales de azúcar que hay en un tazón dividiendo la masa total de azúcar del tazón entre la masa de un cristal de azúcar, como se describió en la sección 4.11. De modo análogo, se puede calcular el número de tachuelas presentes en una caja grande con tachuelas (Fig. 9.5) dividiendo su masa total entre la masa de una sola de ellas, como aquí se muestra.

$$\frac{\text{Masa total/caja}}{\text{Masa individual/tachuela}}$$

Sis ei nviertee ld enominadord ee staf racciónc omplejay s em ultiplica,s et ieneq ue

$$\frac{\text{Masa total}}{\text{Caja}} \times \frac{\text{1 tachuela}}{\text{Masa individual}} = \frac{\text{Tachuelas totales}}{\text{Caja}}$$

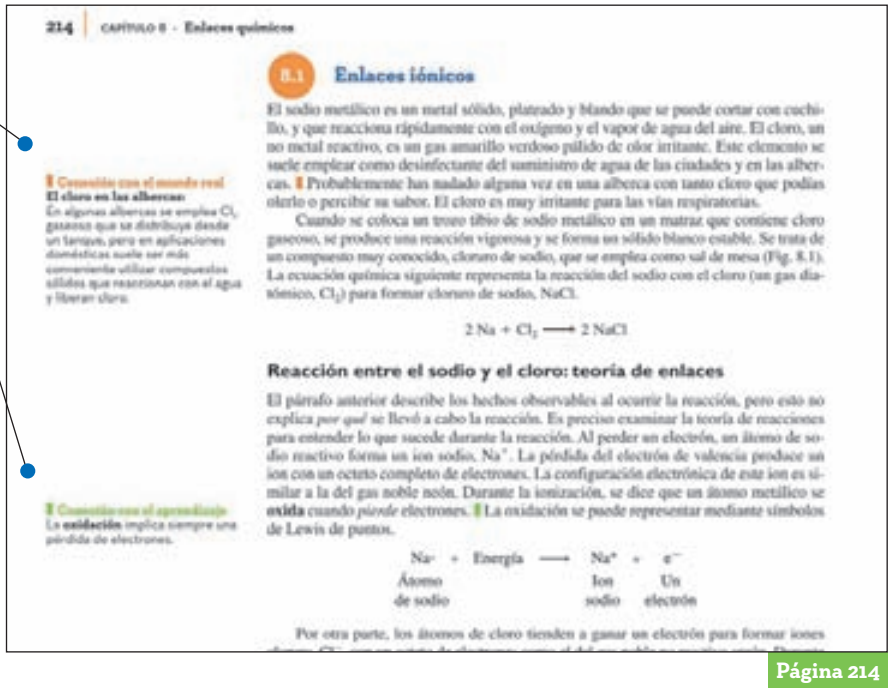
Observa que la "masa" del numerador del primer factor y del denominador del segundo factor se eliminan y se obtienen las tachuelas totales por caja. Si se multiplica la masa de la caja de tachuelas por el número de tachuelas que hay en una caja —invertido para que se elimine "caja"—, se conocerá la masa de una tachuela, como aquí se muestra.

$$\frac{\text{Masa total}}{\text{Caja}} \times \frac{\text{1 caja}}{\text{Tachuelas totales}} = \frac{\text{Masa}}{\text{Tachuela}}$$

Esta estrategia es precisamente la que se debe emplear para calcular la masa de átomos, iones, moléculas u otras partículas unitarias individuales. Habrá que emplear masa por mol (la masa molar) en vez de masa por caja en la ecuación, y multiplicar este factor por 1 mol/(6.022×10^{23} partículas), que es la forma invertida del número de Avogadro de partículas por mol. Este tipo de cálculo se demuestra en el ejemplo 9.10. Aplica este método para resolver el ejercicio 9.10.

Página 260

Hay **conexiones** por todas partes. Las notas al margen tienen títulos específicos que enfocan la atención del estudiante en **Conexiones** de aprendizaje, **Conexiones** con el mundo real y **Conexiones** médicas. El estudiante aprende conceptos nuevos estableciendo conexiones con conceptos y ejemplos conocidos.



214 | CAPÍTULO 8 · Enlaces químicos

8.1 Enlaces iónicos

El sodio metálico es un metal sólido, plateado y blando que se puede cortar con cuchillo, y que reacciona rápidamente con el oxígeno y el vapor de agua del aire. El cloro, un no metal reactivo, es un gas amarillo verdoso pálido de olor irritante. Este elemento se suele emplear como desinfectante del suministro de agua de las ciudades y en las albercas. Probablemente has nadado alguna vez en una alberca con tanto cloro que podías olerlo o percibir su sabor. El cloro es muy irritante para las vías respiratorias.

Cuando se coloca un trozo tibio de sodio metálico en un matraz que contiene cloro gaseoso, se produce una reacción vigorosa y se forma un sólido blanco estable. Se trata de un compuesto muy conocido, cloruro de sodio, que se emplea como sal de mesa (Fig. 8.1). La ecuación química siguiente representa la reacción del sodio con el cloro (un gas diatómico, Cl_2) para formar cloruro de sodio, NaCl.

$$2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$$

Reacción entre el sodio y el cloro: teoría de enlaces

El párrafo anterior describe los hechos observables al ocurrir la reacción, pero esto no explica *por qué* se llevó a cabo la reacción. Es preciso examinar la teoría de reacciones para entender lo que sucede durante la reacción. Al perder un electrón, un átomo de sodio reactivo forma un ion sodio, Na^+. La pérdida del electrón de valencia produce un ion con un octeto completo de electrones. La configuración electrónica de este ion es similar a la del gas noble neón. Durante la ionización, se dice que un átomo metálico se **oxida** cuando *pierde* electrones.

La oxidación se puede representar mediante símbolos de Lewis de puntos.

$$Na\cdot + \text{Energía} \longrightarrow Na^+ + e^-$$

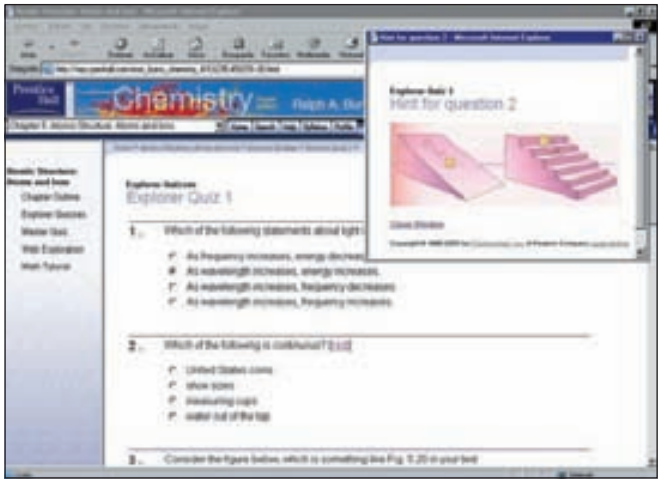
Átomo de sodio — Ion sodio — Un electrón

Por otra parte, los átomos de cloro tienden a ganar un electrón para formar iones

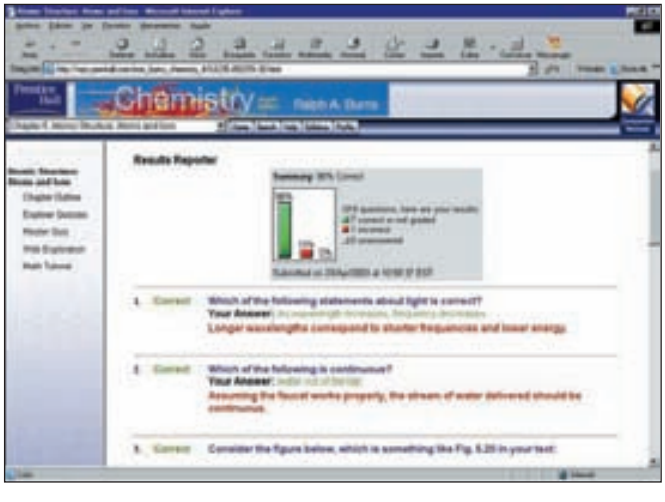
Página 214

Material complementario en Internet

El libro ***Fundamentos de Química***, quinta edición, cuenta con un sitio Companion Web que permite aprovechar todas las ventajas de Internet para enriquecer tu proceso de aprendizaje. Utiliza este sitio para resolver ejercicios de práctica que te dan la posibilidad de evaluar inmediatamente tus respuestas e incluso enviar esta calificación a tu profesor. Este sitio también tiene una sección que te ayuda a repasar algunos conceptos sobre matemáticas que son de utilidad mientras estudias el libro. Además, el sitio incluye una serie de vínculos hacia otras páginas de Internet relacionadas con los temas del texto.

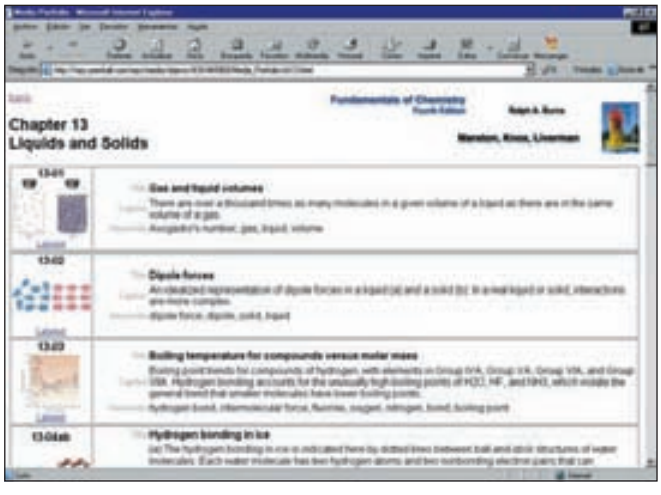


Los ejercicios de opción múltiple proporcionan sugerencias para resolver cada pregunta. Cuando no estés seguro de tu respuesta, abre la sugerencia y analiza su contenido; después cierra la ventana e intenta responder el inciso.



Una vez que hayas resuelto el ejercicio, puedes solicitar una evaluación de tus respuestas. Esto mostrará un informe que incluye un gráfico de barras con el porcentaje de aciertos, así como una retroalimentación sobre cada uno de los incisos. Puedes enviar este informe por correo electrónico a tu profesor.

El sitio Companion Web de *Fundamentos de Química* también incluye material para los profesores. Cada capítulo cuenta con una serie de imágenes y animaciones que el profesor puede descargar para mostrar en clase. Además, el sitio incluye un administrador de planes de estudio mediante el cual es posible asignar tareas en fechas específicas para que el alumno las conozca y resuelva independientemente del lugar donde se encuentre.



Desde esta página, el profesor puede abrir o descargar todas las imágenes y animaciones relacionadas con el capítulo. Una vez que haya seleccionado las que desee utilizar, puede descargarlas en su computadora y transportarlas al salón de clases o a cualquier lugar donde desee proyectarlas.

DEL ESCRITORIO DE

Ralph A. Burns

Estimado estudiante de química:

Bienvenido a una emocionante aventura en el mundo de los átomos y las moléculas que componen todo lo que puedes tocar u oler. Estos átomos y moléculas están presentes en los materiales ordinarios que utilizas todos los días, e incluso en los materiales que aún no han sido descubiertos. El conocimiento de las características e interacciones de estos materiales se sitúa en el corazón de la química, y ésta se encuentra por todas partes.

Muchos jóvenes experimentan diversos grados de recelo al acercarse al estudio de la química. A unos les preocupan sus deficiencias en las matemáticas. La mayoría nunca ha tomado un curso de química y no sabe qué esperar. El autor de este texto y la persona que imparte este curso saben que la química puede ser divertida y muy emocionante, y además, que es una ciencia muy útil y práctica. Estamos convencidos de que tú también llegarás a apreciar el papel que la química desempeña en nuestras vidas, y aprenderás a aplicar muchos de sus fundamentos si estás dispuesto a trabajar diligentemente con nosotros, que somos tus guías en esta aventura.

¿*Has deseado* alguna vez poseer una destreza atlética en particular, o ser capaz de tocar un instrumento musical? Por desgracia, el sólo *desear* no produce un atleta o un músico. De modo análogo, no basta con desear tener éxito en química. Sólo el trabajo arduo y constante produce los resultados deseados en cualquiera de estas empresas. Es importante que tomes la *decisión consciente* de triunfar y te fijes un programa de aprendizaje específico, con un tiempo de estudio definido *todos los días*. Una vez hecho este compromiso inicial, podrás dar comienzo al proceso de "entrenamiento". Comienza fijando metas pequeñas y específicas para alcanzarlas una por una. Por ejemplo, una meta diaria podría ser leer cierta sección, estudiar los ejemplos y resolver los problemas de final de capítulo correspondientes a la sección. Saber *qué* quieres lograr te facilita la elaboración de un plan con pasos pequeños. Saber *para qué* proporciona la motivación, especialmente si te sientes frustrado o desalentado. Si estudias *diariamente*, avanzarás un paso a la vez, alcanzando una meta a la vez. Para aprender cualquier materia, son necesarias varias horas para que el material recién adquirido pase de la memoria de corto plazo a la memoria de largo plazo que se fija en la parte posterior del cerebro.

Cuanto más arduamente trabajas, más suerte tienes.
—Gary Player, golfista

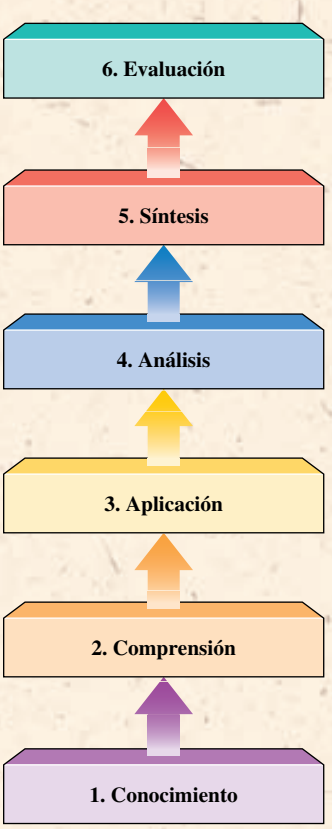
El éxito consiste en una serie de pequeños esfuerzos cotidianos.
—Marie McCullough

Memorización y comprensión

Los estudiantes suelen preguntar qué es lo que deben memorizar para el examen. En todos los campos de estudio es necesaria la memorización de cierta cantidad de términos y definiciones clave. Esto también se aplica a la química, pero la memorización de las notas de clase o de las soluciones de ciertos problemas no es una buena preparación para los exámenes de química. La *memorización* puede permitir recordar palabras, frases o ecuaciones, pero esto no significa que se es capaz de aplicar la información o relación a otros conocimientos. Las preguntas de estos capítulos, y de los exámenes, demandan también una comparación o *análisis* de datos y hechos. También es necesario combinar información (*síntesis*) y sacar conclusiones (*evaluación*). Esto puede ser difícil, pero con un estudio eficaz no dudamos que tendrás éxito y estarás orgulloso de lo aprendido. Las estrategias de razonamiento crítico que aprenderás a aplicar para resolver problemas de química son aplicables en gran medida a muchas disciplinas. Es por esto, entre otras razones, que la química es un curso obligatorio o recomendable en muchas disciplinas.

La gente que tiene metas triunfa porque sabe a dónde va.
—Earl Nightingale

Como estudiante, debes saber que los estudios sobre el aprendizaje han demostrado que pueden ser necesarios varios niveles de razonamiento para responder



Los seis niveles de razonamiento

diversos tipos de preguntas o resolver problemas. Casi todas las autoridades sobre el aprendizaje sitúan los niveles de los procesos mentales en los niveles siguientes de complejidad creciente.

1. El **conocimiento** implica *recordar* (memorizar) hechos.
2. La **comprensión** implica *interpretar* información, cambiar su forma y hacer predicciones.
3. La **aplicación** consiste en *utilizar* los hechos y principios fundamentales para *resolver* problemas o en las investigaciones de laboratorio.
4. El **análisis** implica *identificar* y *seleccionar* los hechos pertinentes o los que no lo son para hacer comparaciones.
5. La **síntesis** consiste en *combinar* la información e *idear* un plan, o bien utilizar información original.
6. La **evaluación** implica *juzgar* el valor de las observaciones y de los resultados calculados para llegar a una conclusión que tenga sentido.

Aunque es necesario aprender la terminología y ciertos hechos, se aprecia en esta lista que la memorización se ubica en el nivel más bajo de comprensión. Suele ser necesario alcanzar niveles más altos de razonamiento para resolver los problemas.

Las claves del estudio productivo

El razonamiento activo y creativo es indispensable para un estudio provechoso. Ver televisión, por ejemplo, no exige mucho razonamiento activo. El aprendizaje se torna activo cuando lees y te planteas preguntas, cuando escuchas la clase y te formulas preguntas, cuando comentas con los demás lo que has leído y escuchado, y cuando resuelves problemas.

Los "Diez principios" siguientes del estudio serio, coherente y productivo te ayudarán a encontrar una fórmula del éxito, pero nada sustituye a una actitud positiva, ya sea que sigas un curso de química o cualquier otro que represente un reto.

El éxito es un viaje, no un destino.
—*Ben Sweetland*

1. El aprendizaje se da en pasos *pequeños*. Comienza aquí y ahora, y no mañana, a estudiar y resolver problemas.
2. Aprender toma tiempo. Estudia *todos los días*. No cabe esperar aprender mucho la noche anterior al examen. Los psiquiatras han demostrado que se necesitan de 5 a 6 horas para que el recuerdo de una información o destreza nueva pase del almacén temporal al de largo plazo de la parte posterior del cerebro.
3. Primero examina el material *de un vistazo*. Luego léelo detenidamente y plantéate las preguntas pertinentes. Pon por escrito las preguntas que no hayas podido responder.
4. *Lee* de nuevo el material, toma notas y haz una *lista* de los puntos clave. La repetición facilita el aprendizaje.
5. *Piensa* en posibles interconexiones con lo que ya sabes, incluso ejemplos y aplicaciones. Aprender por asociación facilita las cosas.
6. *Visualiza* las estructuras, fórmulas y puntos clave hasta que puedas "verlos" con los ojos cerrados.
7. *Pon por escrito* los puntos clave. No sabes algo de verdad si no eres capaz de escribirlo.
8. *Reflexiona* sobre todos los puntos clave. ¡*Dílos*! ¡*Escríbelos*! ¡*Repásalos*! *Relaciona* unos con otros y compara sus semejanzas y diferencias.
9. *Estudia los problemas de muestra* del texto. Considera las estrategias que se utilizan para resolver estos problemas, y también cómo harías para reconocer y abordar problemas similares que se te presenten en el texto o en un examen.

Los estudiantes que triunfan cometen errores, pero no se rinden. Aprenden de ellos.
—*Ralph Burns*

10. *Resuelve los problemas* que se incluyen al final de cada capítulo antes de consultar las respuestas. Resuelve problemas todos los días. Familiarízate con todos los tipos de problemas y piensa que tendrás que resolver problemas similares en el examen.

El error más grande que una persona puede cometer es tener miedo de cometer uno.
—Elbert Hubbard

Un estudio eficaz exige mucho tiempo y un compromiso de aprender activamente. Emplear más tiempo no garantiza necesariamente que aprenderás más u obtendrás una mejor calificación. Lo que cuenta es cómo se emplee el tiempo de estudio.

El éxito en cualquier evento atlético exige sesiones cotidianas de ejercicio y un acondicionamiento *físico* constante. De modo análogo, el estudio cotidiano y el acondicionamiento *mental* constante son indispensables para aprender y para salir bien en los exámenes.

La experiencia que es común a toda la humanidad es el acicate que representan los problemas.
—R. Buckminster Fuller (arquitecto e ingeniero estadounidense)

No es posible aprender química observando a alguien más "hacer química", así como tampoco se aprende a jugar tenis, golf o béisbol observando a alguien que juega. Aprendes cuando formulas preguntas, resuelves problemas, anotas los puntos clave, comentas acerca de ellos y los aplicas. Aprendes cuando *tú* "haces química".

Antes de las sesiones de clase

Es importante dar un vistazo al material del texto que se refiere a la siguiente sesión de clase; esto te ayudará a comprender lo que el profesor expone durante la sesión. Lee, repasa y estudia los ejemplos de cada sección, y resuelve los problemas asignados cada día. (¡Recuerda que el aprendizaje se da en pasos pequeños!) Un tiempo de estudio de calidad implica estudiar activamente todos los días, y no incluye el tiempo empleado en prepararte para estudiar ni el tiempo perdido debido a interrupciones de la concentración cuando tu mente divaga. Un problema importante en química es el rezago. Comprométete contigo mismo a aplicar los "Diez principios" del aprendizaje descritos en esta carta, y a utilizar las ayudas para el estudio que se ofrecen en el texto.

Durante las sesiones de clase

Cada sesión es como el peldaño de una escalera. No asistir a las sesiones es como intentar subir una escalera a la que le faltan escalones. Es fácil resbalar y caer al tratar de subir por ella. Piensa activamente junto con tu profesor. No intentes escribir todas y cada una de sus palabras: *anota los puntos clave*. Es probable que comprendas más, y recuerdes más, si haces unas cuantas preguntas durante las sesiones de clase. Nunca permitas que tus preguntas queden sin respuesta, pues ello podría contribuir a que dejes de responder preguntas de un examen o a que tengas dificultad para comprender otros temas. Los temas principales de la química están relacionados entre sí y se apoyan unos en otros.

Después de estudiar un capítulo

En medio de la dificultad se halla la oportunidad.
—Albert Einstein

Al terminar de estudiar un capítulo, repasa el "Resumen del capítulo", los puntos de "Evalúa tu comprensión" y la lista de "Términos clave" para comprobar que conoces los puntos importantes y la terminología correspondiente. ¿Puedes explicar estos términos y conceptos a otra persona? ¡Inténtalo! Quien entiende un término puede utilizar el vocabulario necesario para comentarlo. Para obtener el beneficio máximo del esfuerzo realizado, utiliza todos los recursos de estudio que el texto te ofrece.

Las dimensiones de lo logrado se miden en función de los obstáculos que tuviste que vencer para alcanzar tus metas.
—Booker T. Washington

Antes de los exámenes

¡Presentar exámenes es menos difícil si estás preparado! Tu confianza aumentará día con día a medida que resuelvas problemas y respondas preguntas semejantes a las que podría incluir un examen. Algunos jóvenes desperdician tiempo tratando de adivinar qué temas podrían no ser incluidos en los exámenes. Todos los temas

que el profesor presenta o que asigna para estudiar en el texto son importantes; de lo contrario no se incluirían. Los temas de química se presentan en un orden lógico y definido; lo que aprendes hoy puede ser la base de lo que aprenderás mañana. El doctor Henry A. Bent, un profesor de química muy respetado, señala lo siguiente: "Es previsible que nada que se aprenda bien será intrascendente a la larga." Reflexiona en estas profundas palabras.

En este texto se incluye un gran número de problemas con el propósito de ayudarte a adquirir confianza, exactitud y rapidez. Repasa las notas tomadas al leer el texto y durante las sesiones de clase. Repasa los temas que se enumeran al final de cada capítulo y compáralos con lo que el profesor expuso en las sesiones. Asimismo, repasa los ejercicios y problemas que hayas resuelto, al igual que los ejemplos del texto, los términos clave, las figuras y tablas y el resumen del capítulo. Pon en práctica el recuadro de "Consejos para triunfar" que se incluye a continuación.

Somos lo que hacemos repetidamente. La excelencia, por consiguiente, no es un acto, sino un hábito.

—*Aristóteles*

Consejos para triunfar

Alcanzarás el máximo éxito posible si formulas tus metas y un plan, y procedes, paso a paso, a poner en práctica el plan. El éxito no es algo que *simplemente sucede*, ni en el aprendizaje ni en otros aspectos de la vida.

Si bien cada estudiante tiene su propio estilo para aprender, los expertos en el aprendizaje, los estudiantes y los profesores coinciden en muchos factores que conducen al éxito. Cuantos más de estos factores incluyas en tu propio plan para triunfar, tanto mejor.

- Lee la introducción de tu texto y el primer capítulo antes de asistir a la primera clase. Lleva siempre el texto a la escuela.
- Asiste a la primera clase, lee el programa del curso y guárdalo como referencia.
- Asiste a todas las clases, tanto mental como físicamente. Donde quiera que estés, procura estar plenamente *ahí*.
- Llega a tiempo a la clase. Los avisos y los comentarios introductorios de tu profesor establecen el tema central y fijan el tono de la sesión.
- Aprende activamente participando en clase. Pon atención, responde preguntas y formula otras. Sonríe, muestra interés y compórtate dando importancia a lo que aprendes. Pronto te darás cuenta de que disfrutas el curso.
- Ten presente que una sesión de clase no es como un deporte para espectadores. Además de responder y formular preguntas bien pensadas, toma notas. *Relaciona* mentalmente lo que se expone con sesiones anteriores y con aplicaciones del mundo real. Pregúntate a ti mismo cuál podría ser la relación del material presentado en las sesiones y en el texto con los temas futuros.
- Aprende a escuchar y a tomar notas. Escribe de modo que puedas leer lo que anotaste, pero cerciórate de poner por escrito los puntos claves (abreviados) en los que se hizo hincapié en clase. ¡No intentes poner todo por escrito!
- Un buen estudiante se comporta como un buen estudiante. Esto incluye no dormirse en clase, no hablar en clase y no leer en el salón material ajeno a la clase.
- Apréndete el nombre de tu profesor, el nombre y número del curso y el número de la sección. Anota claramente estos datos en todos los documentos que entregues, aunque siempre en la forma en que tu profesor te lo indique.
- Lleva a clase tu calculadora siempre que el tema exija realizar cálculos.

- Estás muy ocupado, así que administra tu tiempo y organízate.
- No dejes las cosas para después. Lee o repasa una parte del capítulo y resuelve al menos algunos problemas cada día, incluso cuando no se te haya asignado una tarea.
- Cuando leas el texto, detente cada pocos párrafos y pregúntate: "¿Qué es lo que el autor me está diciendo?" Piensa en la posible relación de los puntos clave de una sección con otros campos antes de seguir adelante. Estudia los ejemplos. Haz los ejercicios.
- No te avergüences de pedir ayuda al profesor o a sus asistentes cuando tengas dudas. Cuando vayas en busca de ayuda, lleva siempre contigo los problemas que intentaste resolver. Sólo viendo exactamente dónde está tu dificultad, podrán otras personas ayudarte del mejor modo posible.
- Busca un compañero de estudio o únete a un grupo de estudio. Las calificaciones aumentan cuando los estudiantes enseñan a los estudiantes. Una de las mejores formas de aprender es enseñando. Túrnense para hacer preguntas y explicar cada tema con sus propias palabras.
- Lleva un registro de todas tus puntuaciones y de los puntos posibles en cada caso.
- Comprende que el profesor no *DA* calificaciones. Tú te *GANAS* las calificaciones con base en tu rendimiento. Cada curso tiene sus propios requisitos. El éxito depende de ti.
- Sé realista en cuanto a tus metas y expectativas. Reconoce tus limitaciones y muéstrate abierto a recibir sugerencias para mejorar.
- Nadie puede trabajar de tiempo completo y asistir a la universidad de tiempo completo, y al mismo tiempo esperar que le vaya bien en todas las clases y en el trabajo.
- No esperes que los profesores esperen menos de ti debido a que tienes otros compromisos.
- Sé respetuoso con tu profesor, tus compañeros y contigo mismo. No eres mejor que la idea que te has hecho de ti o lo que te propones llegar a ser.
- Cuida de ti mismo
  físicamente: necesitas dormir, hacer ejercicio y alimentarte correctamente.
  mentalmente: ejercita tu cerebro leyendo los diarios, relacionando lo que aprendes en diferentes cursos y concentrando tu atención en cómo te incumbe todo ello.
  emocionalmente: aprende a reducir el estrés y a manejarlo. Dedica tiempo a relajarte.
- Sonríe. Aprender es estimulante y divertido. Aprende a aceptar y a estar satisfecho de ti mismo y de tus triunfos.

Adopta el mayor número posible de estas sugerencias, y así tendrás grandes posibilidades de quedar complacido con tu éxito.

Una importante clave del éxito es la confianza en uno mismo. Una importante clave de la confianza en uno mismo es la preparación.
—Arthur Ashe

Si ha de ser, depende de mí.
—Anónimo

Debes imaginar que te transformas en la persona que deseas ser.
—David Viscot

Estudiar para un examen es parecido a entrenar para una maratón. Es mejor entrenar diariamente durante seis meses, y descansar el día anterior al evento, que dejar las cosas para después y posponer el entrenamiento seis meses, y luego correr 30 kilómetros un día antes de la carrera. En otras palabras: ¡La noche anterior al examen ya es demasiado tarde para comenzar a estudiar! En ese momento debe bastarte con un breve repaso. Duerme toda la noche antes de presentar un examen y podrás pensar

Tu futuro depende de muchas cosas, pero principalmente de ti.
—Frank Tyger

mejor. Si estás cansado, te será difícil concentrarte y te confundirás con más facilidad. Procura llegar al examen temprano, bien descansado y lleno de confianza.

¡El éxito depende de ti! Debes adquirir un compromiso. Lo puedes lograr, pero el estudio exige un trabajo arduo. La emoción de la victoria no llega sin dificultades, ya sea en los deportes o en los campos académicos! Cada éxito es un escalón hacia el triunfo futuro. ¡Disfruta tus éxitos! Siéntete orgulloso de tus logros.

Por último, conviene comparar el éxito en el aprendizaje con escalar una majestuosa montaña. Hay muchos caminos hacia la cima. El novato necesita un buen mapa, equipo apropiado y un buen guía. ¡Hay que subir paso a paso! El profesor, este texto y sus materiales de apoyo serán tu guía y te señalarán el camino. Ellos te mostrarán qué puedes esperar, de qué debes cuidarte y cómo manejar las situaciones problemáticas al atravesar los lugares abruptos. El ascenso hacia nuevas alturas será quizá difícil, pero la "vista desde la cumbre" es fantástica.

Esperamos en verdad que disfrutes tu aventura en el mundo de la química. Más allá de éste hay también muchos otros cursos de química capaces de despertar tu interés y estimularte. Ya sea que se analicen sustancias químicas en la atmósfera, en el agua o en el suelo, la química está presente. Si se perfeccionan materiales ligeros para equipo deportivo o nuevos materiales semiconductores, mejores baterías o bombillas más luminosas, la química está presente. Si se trata de inventar aerosoles que no destruyan la capa de ozono o nuevas sustancias para combatir el SIDA, el cáncer y otros misterios médicos, la química está presente. Los fundamentos de la química ocupan un lugar central en toda la ciencia. Como verás en el capítulo 1, ¡la química está en todas partes!

Para ti, mis mejores deseos de éxito en tu aprendizaje y para el resto de tu vida. El aprendizaje y la vida van de la mano. No importa a dónde vayas o lo que hagas, las lecciones de la química nunca estarán lejos de ti.

Con todo mi afecto,

Ralph A. Burns

capítulo

1

La química está en todas partes

CONTENIDO

1.1 La química en nuestro mundo

1.2 Un enfoque científico de la resolución de problemas

1.3 De la hipótesis a la teoría: el método científico

1.4 En busca de respuestas: investigación básica y aplicada

1.5 Química: una ciencia fundamental en tu educación

La química es parte muy importante de nuestra vida diaria. En la impresión de nuestros libros y en nuestro arreglo personal, en la ropa que nos ponemos y en los productos para el cabello, la química está presente.

—Ralph Burns

¡La química está en todas partes! Todo lo que puedes tocar, ver u oler contiene una o más sustancias químicas. Vivimos en un mundo de sustancias químicas: muchas son de origen natural, y otras son sintéticas. Hoy día se conocen más de 25 millones de sustancias químicas, lo que representa un aumento de 5 millones en un solo año. Desde los vistosos colores de las flores hermosas, hasta los brillantes pigmentos sintéticos de la última moda, los llamativos colores de las fotografías, las tintas de imprenta y las pantallas de televisión, la química se exhibe ante nuestrav ista.

Las sustancias químicas están presentes en los alimentos, medicinas, vitaminas, pinturas, pegamentos, productos de limpieza, materiales de construcción, automóviles, equipo electrónico y deportivo, y cualquier otra cosa que puedes comprar (Fig. 1.1).

Las sustancias químicas se encuentran en toda clase de fibras naturales o sintéticas, pero las sustancias que constituyen un tipo de fibra son diferentes de las presentes en otras fibras. Los compuestos químicos que se emplean en los fertilizantes difieren mucho de los que se utilizan en los herbicidas.

Figura 1.1 Hay sustancias químicas en todo lo que compras y en todo lo que puedes tocar, ver u oler. Hay sustancias químicas en todos los productos, ya sean naturales o sintéticos.
La química está en todas partes.

Las sustancias que se encuentran en los descongestionantes difieren de las que se usan en desodorantes y detergentes. El valor de cada sustancia química radica en su química singular.

Los alimentos contienen muchos tipos de sustancias químicas. Algunas de ellas suministran energía; otras pueden ser tóxicas o provocar reacciones alérgicas en ciertas personas. Todas las medicinas, tanto las que se venden sólo con receta como las demás, contienen sustancias que sufren reacciones químicas en el interior del cuerpo. Sus efectos benéficos van acompañados de efectos colaterales; suele haber un equilibrio entre **riesgo y beneficio**. Por ejemplo, la aspirina es una sustancia química que mitiga la fiebre y el dolor, pero también adelgaza la sangre y puede agravar una úlcera.

Algunas sustancias químicas salvan vidas; otras pueden ser letales. En potencia, muchas sustancias son a la vez nocivas y útiles. Lo que hace la diferencia es cómo las manejamos y utilizamos. Entender los fundamentos de la química es indispensable para el manejo y uso apropiados de las sustancias químicas, y también en muchas profesiones. Además, en nuestro mundo de cambios tan acelerados todos percibimos una nueva urgencia, sin importar la carrera elegida, de comprender los fundamentos de la química. Las sustancias químicas están por todas partes; sin ellas, la vida misma sería imposible. La verdad es que todos nosotros, preparados o no, somos químicos porque trabajamos con sustancias químicas.P odremoss erm ejoresq uímicosc uandoc onozcamosm ásl aq uímica.

Conexión médica
Las pastillas de zinc alivian la garganta irritada, pero algunos investigadores en medicina han vinculado los niveles elevados de zinc con pérdida de la memoria y problemas con la utilización de hierro, cobre y calcio.

1.1 La química en nuestro mundo

La **química** es la rama de la ciencia que estudia las características y composición de todos los materiales, así como los cambios que éstos sufren. Cada sustancia química tiene características específicas. Cuando ocurre un cambio químico, las sustancias que se producen son muy diferentes de los materiales iniciales. Por ejemplo, el hierro metálico reacciona químicamente con el oxígeno del aire poco a poco para formar herrumbre (comúnmente llamado óxido). El hierro metálico es muy diferente de la herrumbre. Más aún, se puede obtener hierro metálico a partir de mena de hierro mediante una serie de cambios químicos; el metal también es muy diferente de la mena. Asimismo, ocurren

cambios químicos complejos cuando las plantas producen carbohidratos. Cuando digieres y utilizas esos carbohidratos y otras sustancias de los alimentos, es preciso que se lleve a cabo una serie de reacciones químicas, llamadas en conjunto metabolismo, para liberarl ae nergíaq uec ontienen. Todosé stoss onc ambiosq uímicos.

La química no sólo influye en tu vida en todo momento, sino que además, afecta a toda la sociedad. Cuando se quema un combustible fósil, ocurren reacciones químicas que liberan energía capaz de suministrar potencia para el transporte, y electricidad o calor para hogares y negocios. Sin embargo, algunos de los productos secundarios de la combustión de grandes cantidades de estas sustancias están dañando nuestro ambiente. Los químicos trabajan en estos problemas. Las sustancias químicas naturales de los alimentos te proporcionan energía y ayudan a conservarte sano, pero ciertas sustancias naturales pueden provocar cáncer. Los químicos también trabajan en estos problemas. En la agricultura, los químicos han contribuido a reducir los problemas con los insectos, malezas y enfermedades, y han incrementado el rendimiento de los cultivos. Los químicos también resuelven problemas en el campo de la medicina y la asistencia sanitaria. Han descubierto sustancias químicas que facilitan el diagnóstico y tratamiento de muchos problemas médicos: sustancias para combatir infecciones, aliviar el dolor, contener la propagación del cáncer y detectar y tratar padecimientos como la diabetes y el SIDA. La química ayuda a mejorar la calidad de vida en muchos y variados campos (Fig. 1.2).

Conexiones con la química
Las conexiones de la química con tu vida están por todas partes.

La química hace posible la alta tecnología de hoy en día, desde los chips de computadora hasta los cristales líquidos para calculadoras y monitores y las fibras ópticas. La química aporta nuevos materiales que nos visten, abrigan y recrean en forma de trajes espaciales y trajes de baño, materiales aislantes y paneles solares, raquetas de tenis y cañas de pescar. La química es fundamental para prácticamente todo lo que la sociedad produceo c onsume.

Los químicos trabajan para compañías que fabrican toda clase de productos: pinturas y plásticos, fertilizantes y recubrimientos para pisos, fibras textiles y película fotográfica, automóviles y aviones. Unos químicos analizan muestras para comprobar su calidad; otros investigan y perfeccionan productos nuevos y trabajan para cerciorarse que no sean dañinos para el ambiente. Otros más son investigadores al servicio del gobiernoy d el asu niversidades,u o cupanp uestosd ee nseñanza.

La industria química es la quinta industria más grande de Estados Unidos, con ventas de más de 250 000 millones de dólares al año. Las 10 000 industrias químicas de Estados Unidos dan empleo a más de un millón de personas. Los químicos que prestan sus

De las 42 industrias básicas de Estados Unidos, la industria química se sitúa entre 10% superior en materia de seguridad para el trabajador. Esto contrasta notoriamente con la creencia generalizada de que las sustancias químicas son muy peligrosas. Si bien algunas lo son, se pueden usar sin peligro si se toman las precauciones debidas.

Figura 1.2 Los químicos trabajan para mejorar la calidad de vida con productos químicos de fotografía e imprenta, con productos farmacéuticos y plásticos, y con acabados para fibras textiles y productos alimenticios.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

La química es parte central de nuestro estilo de vida

La química no goza de buena reputación entre muchas personas, porque se considera que sólo lo natural es bueno para la salud. Pero en realidad la química está en todas partes, y por supuesto, en la Naturaleza. Existen productos sintéticos que pretenden imitar algunas propiedades (sabor, consistencia, aspecto) de aquellos provenientes de la Naturaleza, sin embargo, tanto los productos sintéticos como los naturales contienen idéntica sustancia activa.

Además, gracias a la química se han elaborado numerosos productos y sustancias benéficas. En la salud y la medicina, ha permitido producir vacunas y antibióticos, perfeccionar anestésicos (como los halotanos) y crear los medios de contraste, como el sulfato de bario ($BaSO_4$), usados para observar los órganos internos. Los químicos también han desarrollado fármacos para tratar enfermedades (por ejemplo, el sida o el cáncer) y materiales para prevenirlas, como el látex de los condones.

En otro ámbito, los químicos tratan de encontrar fuentes de energía para sustituir los combustibles fósiles, cuyas reservas están siendo agotadas. Una alternativa son las celdas fotovoltaicas: dispositivos formados por metales sensibles a la luz que desprenden electrones cuando los fotones inciden sobre ellos y convierten la energía lumínica en eléctrica. Están constituidos por células elaboradas a base de silicio puro y pueden generar gran cantidad de energía usando como materia prima la radiación solar.

Más aún, la química está presente en nuestras actividades cotidianas. Los polímeros han revolucionado nuestra vida. Hoy, los materiales plásticos se usa en los campos más diversos, por ejemplo, el polímero Lexan, compuesto por bifenol-A ($C_5H_{16}O_2$) y fosgeno ($COCl_2$), es tan resistente que con él se fabrican vidrios a prueba de balas. Los polímeros también forman los cristales líquidos usados en pantallas electrónicas. ¡Incluso los chicles contienen hule de estireno butadieno, que es un polímero sintético!

Gracias a la química se han producido antibióticos, vacunas y anestésicos.

servicios en todo tipo de industrias trabajan para hacer más eficientes los procesos de manufactura en términos de materiales y de energía. Esta mayor eficiencia contribuye a la conservación de nuestro medio ambiente y ahorra dinero al fabricante y al consumidor.

Los ingenieros químicos intervienen en el diseño y manejo cotidiano de las grandes fábricas que producen fertilizantes, fibras, plásticos y otras sustancias químicas que utilizan las industrias, empresas y consumidores. Muchos otros profesionales, de quienes no se piensa que trabajan con la química, manejan de forma rutinaria una extensa variedad de sustancias. Estos profesionales tienen que ver con la medicina, la odontología, los materiales de construcción, la construcción misma, el arte y muchos otros campos. Prácticamente toda industria o negocio que elabora o vende un producto tiene que ver con sustanciasq uímicasy ,p ort anto,c onl aq uímicam isma.

1.2 Un enfoque científico de la resolución de problemas

Todos nos vemos obligados a resolver problemas cotidianos aplicando un razonamiento crítico. Por ejemplo, supón que necesitas realizar varios encargos en diversos lugares, como una tienda de abarrotes, el banco, un negocio de alquiler de videos y la oficina de correos, antes de las 4:00 p.m. En este caso, el problema consiste en idear una ruta que te permita completar el mayor número de encargos antes de cierta hora. Éste es el primerp asop arar esolverc ualquierp roblema:

1. Identificary e nunciare lp roblema.

Las observaciones son siempre importantes. Las observaciones e investigaciones previas te proporcionan datos como la hora de cierre del banco y de la oficina de correos y la ubicación de un proyecto de construcción frente a un negocio de alquiler de videos. Además, es preciso conservar fríos los alimentos congelados de la tienda de abarrotes. Puedes considerar tus experiencias previas de visitas a esos establecimientos como experimentos que aportan información acerca del tiempo aproximado que necesitas para ir de un lugar a otro. Con esto, hemos dado el segundo paso para resolver cualquier problema:

Conexión con el aprendizaje
"Se aprende mucho con sólo mirar", dijo Yogi Berra, el gran jugador estadounidense de béisbol. Pero no es tan fácil como parece; al igual que el béisbol, la observación exige práctica.

2. Reunir datos concernientes al problema observando y realizando experimentos.

Con base en los datos disponibles, como horas de cierre y otros hechos, se propone una posible solución: una ruta tentativa. El orden de paradas en el camino será el banco, la oficina de correos, el negocio de alquiler de videos y la tienda de abarrotes. Éste es el tercerp aso parar esolverc ualquierp roblema:

3. Analizar los datos y proponer una o más soluciones posibles al problema (o dar unae xplicaciónd el aso bservaciones).

Ahora estamos en condiciones de intentar algo: poner en práctica el plan propuesto. Si se hubiera tratado de un problema científico, habría que realizar ahora experimentos para averiguar si nuestra solución o explicación es razonable. En el caso de la ruta propuesta hacia el banco y los otros tres sitios, estamos listos para iniciar el recorrido. Éste es el cuartop aso parar esolverp roblemas:

4. Ponere np rácticae lp lano e xperimentop ropuesto.

Al seguir la ruta propuesta hacia los cuatro sitios nos encontramos con una situación inesperada. La calle por la que se llega al negocio de alquiler de videos está cerrada debido a un incendio, y hay un embotellamiento de tránsito. No será posible ir a los sitios antes de las 4:00 p.m. Con estas nuevas observaciones y datos, debemos iniciar de nuevo el ciclo completo de resolución de problemas. Suele ser necesario recorrer ese ciclov ariasv ecesp aral legara u nas oluciónr azonable.

Los pasos para resolver problemas, o de razonamiento crítico, descritos para este problema de la vida diaria son fundamentalmente los mismos, ya sea que estemos resolviendo un problema de química, uno de ingeniería, o de cualquier otro tipo.

"La experiencia que es común a toda la humanidad es el reto que los problemas representan."
–R. Buckminster Fuller (1895-1983) Arquitecto e ingeniero estadounidense quien inventó las estructuras de domo geodésico.

Cómo resolver problemas de química

El estudio de la química ofrece muchas oportunidades para adquirir destreza en la resolución de problemas. De hecho, resolver problemas de química es una de las destrezas más importantes que adquirirás en éste y en cualquier otro curso de química. Algunos problemas requieren cálculos matemáticos y otros no, pero los pasos para llegar a la solución siguen el ciclo que se ha descrito aquí.

Aunque cada problema difiere de los demás en uno o más aspectos, la estrategia general para resolver problemas se resume en cinco pasos básicos. Incluso los problemas sencillos (como realizar encargos) exigen de hecho los mismos pasos. Estos cinco pasos son eficaces para resolver los problemas que se presentan en química o en otros campo. Aquí los hemos resumido como referencia; es probable que necesites repasarlosc uandor esuelvasp roblemase nl osc apítuloss iguientes.

Conexión con el aprendizaje
Aplica esta estrategia de cinco pasos para resolver problemas en capítulos subsiguientes.

Los cinco pasos para resolver problemas

1. Identifica el problema y enuncia con precisión lo que se busca.
2. Recopilay e scribel osd atosy h echosc onocidosr elacionadosc one lp roblema.
3. Analiza los datos, identifica el tipo de problema por resolver y formula el problema describiendou np lano v íae specíficap aral legara l ar espuesta.

4. Pone np rácticae lp lanp ropuestop arao bteneru nas oluciónt entativa.
5. Evalúa tu respuesta para comprobar que es una solución razonable. Si no lo es, repitel osc incop asos.

Este método lógico, por pasos, para resolver problemas es aplicable a cualquier campo, y es una de las razones por lo que es deseable que los profesionales de muchos otros campos tengan conocimientos de química. Las empresas de todo tipo buscan empleados potenciales diestros en resolver problemas y dispuestos a experimentar con los cambios.

1.3 De la hipótesis a la teoría: el método científico

La química, con otras ramas de la ciencia, se ocupa de mucho más que de la simple búsqueda de respuestas a problemas individuales. La ciencia intenta explicar la naturaleza, y es necesario poner a prueba las explicaciones mediante investigaciones controladas que solemos llamar **experimentos**. En la vida aprendemos por experiencia personal, y también podemos aprender de los acontecimientos históricos, pero el conocimiento que se adquiere a través de la ciencia es diferente: depende de fenómenos que es posible comprobarm ediantee nsayosr epetidos.

Los resultados de las investigaciones se dan a conocer lo más pronto posible en revistas de investigación científica reconocidas. Si otros investigadores no consiguen comprobar los resultados, informarán acerca de ello con toda certeza. Visita la biblioteca de tu escuela o universidad y hojea un par de revistas de química.

Las observaciones experimentales son sólo una parte del proceso intelectual de la ciencia. Las observaciones dan lugar a ideas que es preciso poner a prueba. La interacción mutua de ideas y observaciones afina constantemente nuestra comprensión de la naturaleza. Algunos suponen que la ciencia en su totalidad es rígida e inmutable, pero no es así. Nuestra comprensión de la naturaleza suele ser tentativa y debe modificarse para dar cabida a los nuevos hallazgos. Todo conjunto de conocimientos científicos, incluso la química, cambia constantemente en respuesta a los nuevos descubrimientos, materiales,i nstrumentosy p reguntasp orr esponder.

En su intento por explicar la naturaleza, los científicos buscan explicaciones siguiendo una serie de procedimientos que se conoce como **método científico**. Los pasos iniciales del método científico son fundamentalmente los que hemos descrito como los cinco pasos para resolver problemas; sin embargo, como paso siguiente, el investigador busca las formas comunes de interrelación entre las investigaciones y los hechos pertinentes. A veces se puede hacer una generalización coherente acerca de hechos específicos, en cuyo caso a su enunciado se le llama *leyn atural*.

Una **ley natural** es un enunciado que resume hechos experimentales acerca de la naturaleza,c uyoc omportamientoe s congruentey n op resentae xcepcionesc onocidas.

Los investigadores no tienen influencia alguna en las leyes naturales (científicas) que descubren. Esto contrasta con las leyes de la sociedad, que pueden cambiarse y con frecuencia se modifican.

La ley de la conservación de la masa, que describiremos en el capítulo 2, es un ejemplo de ley científica. Esta ley establece que no se gana ni se pierde masa en una reacción química. Quizá parezca muy simple, pero fueron necesarios muchos años de investigaciónp arad escubrire stap rofundar elación.

Una ley natural resume hechos, pero no intenta explicarlos. La búsqueda de respuestas no concluye con el descubrimiento de una ley, pues los científicos quieren saber por qué la naturaleza se comporta de cierta manera. Una explicación tentativa pero razonabled eu nf enómenor ecibee ln ombred e *hipótesis*.

Una **hipótesis** es una explicación razonable y tentativa de un conjunto de hechos o de una ley.

Una vez que se ha propuesto una hipótesis, es tiempo de recorrer una vez más el ciclo de pasos del método científico. Se proyectan experimentos para poner a prueba la hipótesis, entre ellos algunos cuyo resultado se predice sobre la base de la hipótesis. Cuando la hipótesis ha sido validada exhaustivamente por medio de extensas investigaciones, los científicos terminan por aceptarla. Una explicación del fenómeno que resiste el paso del tiempo y queda bien establecida entre la comunidad científica recibe el nombre de *teoría*.

Una **teoría** es una explicación bien establecida que ha resistido ser puesta a prueba extensamente.

No se ha definido con precisión el punto en el que una hipótesis se convierte en teoría. No se requiere un número específico de investigadores o trabajos de investigación que apoyen la hipótesis para que ésta alcance la condición de teoría. Más aún, una teoría científica no representa la verdad absoluta. No es necesariamente correcta o errónea; su valor depende de su utilidad para explicar los fenómenos y hacer predicciones exactas. Las teorías tienen limitaciones: puede ser que ofrezcan explicaciones incompletas o excesivamente simplificadas. De hecho, las teorías deben ser modificadas para dar cuenta de los nuevos descubrimientos de los investigadores. Aunque los hechos que han sido comprobados no cambian, puede ser necesario revisar las teorías que han sido formuladas para explicarlos. En la Fig. 1.3 se resumen los pasos principales del método científico.

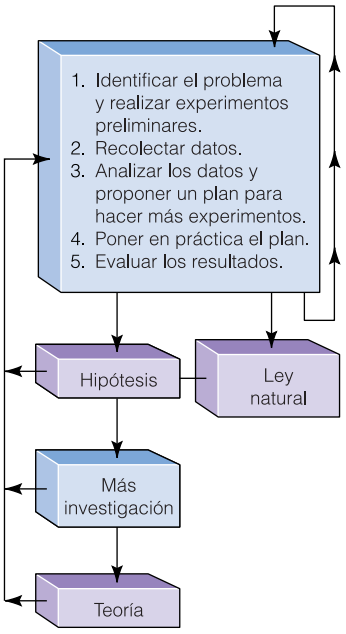


Figura 1.3 Pasosp rincipalesd el métodoc ientífico.

1.4 En busca de respuestas: investigación básica y aplicada

En química, la investigación se clasifica como aplicada o básica. Los químicos que se dedican a la *investigación aplicada* suelen trabajar con miras a la obtención de diversos nuevos productos que satisfagan las necesidades de las empresas, la industria y el resto de la sociedad. Estos productos incluyen sustancias químicas que se emplean en artículos de consumo, medicina, agricultura y otros campos. La investigación aplicada también resuelve problemas de la industria y el medio ambiente, e incluye el análisis de alimentos, combustibles, suelos, agua, aire y materiales para productos de consumo. ▮ Alrededor del 70% de la investigación aplicada está en manos de la industria.

Otros químicos participan en la *investigación básica*, que es la búsqueda de conocimiento por el conocimiento mismo. ▮ Este tipo de investigación es de importancia fundamental para la sociedad, pues contribuye a la base de conocimientos que se utilizan en la investigación tanto básica como aplicada, y aporta información que nos ayuda a comprender los secretos de la naturaleza.

Algunos químicos dedicados a la investigación básica trabajan con las estructuras e interacciones de toda clase de sustancias químicas; otros sintetizan sustancias nuevas y establecen sus propiedades, o miden los cambios de energía que se producen en reacciones químicas complejas. Por ejemplo, una investigación básica podría ser el estudio de la atracción recíproca de ciertos materiales para entender por qué unos actúan como pegamento y otros no, o por qué dos sustancias químicas, con estructuras totalmente diferentes, pueden tener ambas un sabor dulce.

> "Son dos las razones de peso por las que la sociedad debe apoyar la investigación básica. Una es pragmática: la física teórica de ayer es la defensa nuclear de hoy; la oscura química sintética de ayer cura hoy enfermedades. La otra razón es cultural: la esencia de nuestra civilización es la exploración y análisis de la naturaleza del hombre y su entorno. Como proclama el Libro de Proverbios de la Biblia: 'Donde no hay visión, la gente perece.'
>
> *ArthurK ornberg(1918-)B ioquímicoe stadounidense PremioN obeld eF isiologíay M edicinad e1 959.*

▮ El científico afroestadounidense George Washington Carver, nacido en Missouri, es reconocido por su investigación aplicada en el descubrimiento de más de 300 usos del cacahuate, pero nunca patentó sus hallazgos. Carver fue asimismo una persona humanitaria y un educador, y era conocido por su capacidad para hacer fácilmente comprensibles los temas complicados.

▮ "Nuestra naturaleza nos condena a crear. No hay forma de evitar la investigación de lo que está dentro de nosotros o a nuestro alrededor. No hay manera de cerrar los ojos a la creación o el descubrimiento."

—Roald Hoffmann (1937-) Cornell University, Premio Nobel de Química de 1981 (compartido).

La información que se obtiene de la investigación *básica* suele ser *aplicada* en algún momento, pero no es éste el objetivo primordial del investigador. De hecho, la mayor parte de nuestra tecnología moderna se basa en resultados que se obtuvieron de la investigación básica. Por lo general, los productos nuevos y los avances tecnológicos importantes en un campo determinado llegan precedidos de una extensa investigación básica. ▮ En Estados Unidos, alrededor de la mitad de toda la investigación básica se lleva a cabo en universidades y es financiada por gobiernos federal y estatales, fundaciones e industrias. La otra mitad de la investigación básica está en manos de industrias y, en menor medida, de diversos institutos de investigación privados o gubernamentales.

▮ **Conexión con el mundo real**
Algunos de los materiales nuevos que se han obtenido mediante una aplicación extensa de investigaciones básicas son:

- mejores fibras, como Spandex[MR] y Licra[MR],
- baterías de plástico flexible que no contaminan el ambiente,
- cristales líquidos para pantallas de computadora portátil.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

La química y el buceo ena guas profundas

Joel Hildebrand, químico y destacado profesor de la Universidad de California en Berkeley, publicó en 1916 un trabajo de investigación sobre solubilidad. En su artículo, Hildebrand describía una investigación básica sobre la solubilidad de los gases en los líquidos; es decir, qué cantidad de cierto gas se disuelve en un líquido determinado en condiciones específicas. Predijo que el helio sería menos soluble que cualquier otro gas, y propuso entonces el uso de una mezcla de helio y oxígeno en vez de aire, que es una mezcla principalmente de nitrógeno y oxígeno, para el buceo en aguas profundas.

Cuando un buzo utiliza aire, el nitrógeno se disuelve en su sangre. Conforme el buzo sube a la superficie, se separan burbujas de nitrógeno de la sangre, las cuales provocan una dolorosa afección médica conocida como enfermedad del buzo, o trombosis por descompresión. Este problema se evita utilizando una mezcla de oxígeno y helio, porque el helio es menos soluble que el nitrógeno en la sangre.

Los buzos profesionales de aguas profundas utilizan ahora mezclas de helio y oxígeno. Gracias a que Hildebrand tuvo curiosidad por la solubilidad de los gases en los líquidos (un tema de investigación básica), estos buzos ya no necesitan preocuparse tanto como antes por esta dolorosa afección (una aplicación práctica).

Gracias a que un químico tuvo curiosidad por saber cómo y por qué los gases se disuelven en los líquidos, y a que llevó a cabo una investigación básica para comprenderlo, los buzos de aguas profundas ya no tienen que preocuparse tanto por la enfermedad del buzo.

Figura 1.4 Linus Pauling (1901-1994), ganador de dos premios Nobel.

1.5 Química: una ciencia fundamental en tu educación

A la química se le describe con frecuencia como *la ciencia fundamental*. Si estudias biología, geología o física, sin duda vas a encontrar temas en los que interviene la química. Cuando estudias la composición de las rocas, el suelo, la atmósfera, los materiales semiconductores, el metabolismo de los seres vivos o muchos otros temas, estás tratando con sustancias y cambios químicos.

La química suele intervenir en la resolución de problemas del medio ambiente, la industria y las áreas que se relacionan con la salud. Si deseas entender los problemas relacionados con los materiales industriales, con la destrucción de la capa de ozono, las estructuras cristalinas de las rocas, el metabolismo y la respiración, o los efectos de los medicamentos en el organismo, debes tener ciertos conocimientos de química. Los químicos realizan de manera continua investigaciones en todas estas áreas.

Numerosas profesiones exigen cursos de química por razones válidas. La química nos enseña a manejar los problemas cotidianos, los problemas técnicos y los de investigación mediante una estrategia lógica y planificada, pero eso no es todo. La química también tiene un lado muy humano. Son muchos los químicos que han hecho aportaciones importantes que influyen en la salud y el bienestar de los individuos y la sociedad.

Un ejemplo de ello es Linus Pauling (1901-1994), quien realizó investigación básica en el campo de los enlaces químicos. Sus investigaciones prepararon el camino para entender el gen, el código genético y la herencia (Fig. 1.4), y se hizo acreedor al Premio Nobel de Química de 1954 por sus trabajos en este campo. Como persona humanitaria y líder entre los científicos, Pauling también se hizo acreedor a un segundo premio Nobel, el Premio Nobel de la Paz de 1962, luego de recolectar y presentar las firmas de 11 000 científicos que apoyaban una petición para detener los ensayos con armas

nucleares. Pauling trabajó extensamente con la vitamina C y fue un entusiasta partidario de su uso para prevenir el resfriado común. Algunas de sus hipótesis acerca de la vitamina C no han sido aceptadas por la comunidad médica, y permanecen sin respuesta muchasi nterrogantesr elacionadasc onl aa cciónd ee stav itamina.

El enfoque equilibrado de la química

El estudio de la química exige un enfoque equilibrado que incluye al menos seis camposp rincipales:

- experimentos
- resoluciónd ep roblemas
- terminología
- hechos
- leyes
- conceptosy t eorías

En último término, la química nos enseña a plantear preguntas y a buscar respuestas acerca de las propiedades e interacciones de los materiales. La química, sin embargo, no exige al estudiante comenzar de inmediato a resolver problemas complicados, del mismo modo que a un estudiante de medicina no se le pediría llevar a cabo un trasplanted eó rganos,n ia u ne studianted ei ngenierías upervisaru np royectoi ndustrial.

En último término, la química nos enseña a plantear preguntas y a buscar respuestas acerca de las propiedades e interacciones de los materiales.

El estudiante de química, de ingeniería, medicina y las demás ciencias de la salud deben comenzar por adquirir ciertos conocimientos fundamentales y destreza en la resolución de problemas. La ciencia de nuestros días se sustenta en los hombros de personas que nos precedieron y que reunieron, organizaron y simplificaron grandes cantidades de datos. Algunas de estas personas tuvieron mentes brillantes, otras fueron muy perspicaces, y otras más experimentaron accidentes afortunados, pero gracias a su obra nosotros comprendemos más fácilmente la naturaleza. Ellos resumieron los datos en leyes e idearon teorías y modelos que nos ayudan a explicar los hechos. Necesitamos comprender y aplicar estos fundamentos a medida que aprendemos a resolver problemas. La búsqueda de respuestas en el pasado, el presente y en el futuro puede ser emocionante y tambiénm uye stimulante.

Resumen del capítulo

Todo lo que existe en el mundo físico está compuesto de una o más sustancias químicas. Muchas de ellas son de origen natural y otras son sintéticas. Comprender la química y su papel en nuestra sociedad favorece nuestro entendimiento del mundo. Además de sus efectos benéficos, las sustancias químicas, tanto naturales como sintéticas, tienen a veces efectos colaterales negativos; en muchos casos se tiene un equilibrio entre los riesgos y los beneficios.

La química estudia las características y composición de los materiales, así como los cambios que éstos sufren. Prácticamente toda industria o empresa que fabrica o vende un producto tiene que ver con sustancias químicas y, por tanto, se ocupa de la química.

Los cinco pasos para resolver un problema son los siguientes: (1) identificar el problema, (2) recolectar datos, (3) elaborar un plan para obtener la solución, (4) poner en práctica el plan y (5) evaluar los resultados. El método científico se inicia con estos cinco pasos. Un enunciado que resume información congruente, producto de muchas investigaciones, es una ley natural. A una explicación tentativa de la ley se le llama hipótesis. Cuando una hipótesis queda bien establecida se le llama teoría.

Los químicos que se desenvuelven en campos relacionados con la obtención de productos comerciales hacen investigación aplicada. Los que buscan el conocimiento por el conocimiento mismo trabajan en la investigación básica. La resolución de problemas de química suele implicar el uso de experimentos, hechos, terminología, leyes y teorías en la búsqueda de respuestas.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Define la *química* y cita ejemplos de sustancias químicas y cambios químicos. [1.1]
2. Identifica y describe los pasos del método científico. [1.2, 1.3]
3. Define y utiliza correctamente los términos siguientes: experimento, ley natural, hipótesis y teoría. [1.3]
4. Explica la diferencia entre investigación aplicada e investigaciónb ásica.[1.4]
5. Nombra seis campos en los que es preciso hacer hincapié enu ne studioe quilibradod el aq uímica.[1.5]

Términos clave

experimento[1.3] leyn atural[1.3] química[1.1] teoría[1.3]
hipótesis[1.3] métodoc ientífico[1.3] riesgoy b eneficio[intro.]

Problemas*

Introducción

1.1 De las siguientes, ¿cuáles están compuestas de sustanciasq uímicas?
a. proteínas b. verduras
c. nylon d. pintura
e. latón

1.2 De las siguientes, ¿cuáles están compuestas de sustanciasq uímicas?
a. vitaminas b. fruta
c. algodón d. vidrio
e. carbohidratos

1.3 Analiza el concepto de riesgo y beneficio en relación con la ingestión de aspirina para aliviar el dolor de cabeza.

1.4 Explica lo que un farmacólogo galardonado quiere decir cuando afirma que toda sustancia química tiene una dosis inocua y una dosis tóxica, por lo que el rótulo de "sustancia tóxica", sin la indicación de una dosis específican ot ienes entido.

1.5 Nombra dos sustancias químicas que ayudan a salvar vidas y dos que pueden ser letales.

1.6 Analiza el significado de la expresión siguiente: "Sin sustanciasq uímicas,l av idam isman os eríap osible."

La química en nuestro mundo [1.1]

1.7 En el texto se da una definición de la química. ¿Cuáles seríant resp untosc laved ee stad efinición?

1.8 ¿Cuál es tu definición de sustancia química y de la química?

1.9 Los carbohidratos son sustancias químicas. Describe uno o más cambios químicos en los que intervengan carbohidratos.

1.10 El hierro es una sustancia química. Cita un ejemplo de un cambio químico en el que participe el hierro.

1.11 Los combustibles fósiles contienen sustancias químicas. Describe algunas de las ventajas de quemar combustibles fósiles. Menciona algunos problemas de esta reacción. ¿Se hace algo en relación con esos problemas?

1.12 Los alimentos contienen sustancias químicas, como es natural. Describe algunas de las ventajas de las sustancias químicas de los alimentos. Menciona algunos de sus problemas. ¿Se hace algo en relación con esos problemas?

1.13 ¿De qué manera sirven a las profesiones médicas los químicosy l ass ustanciasq uímicas?

1.14 ¿Cómo aumentan los químicos y las sustancias químicasl osr endimientosd el osc ultivosa grícolas?

1.15 Cita tres o más productos químicos que se utilizan en la" altat ecnología".

1.16 Cita tres o más productos químicos que se utilizan en lai ndustriaa utomovilística.

1.17 ¿Cuáles son algunos de los trabajos que desempeñan los químicosy l osi ngenierosq uímicos?

1.18 ¿Qué lugar ocupa la industria química en términos de tamañoy d es eguridadp aral ost rabajadores?

Une nfoquec ientífico del ar esolución dep roblemas[1.2]

1.19 ¿Cuáles son los cinco pasos para resolver problemas científicamente?

1.20 Con base en la información que se encuentra en "Cómo resolver problemas de química", en la sección 1.2, ¿qué tienen en común los problemas de química con otros problemas de la vida diaria como realizar encargos?

El método científico [1.3]

1.21 Cita una ley natural específica. ¿Por qué se le llama ley?

1.22 Analizal ost érminos" experimento"y " leyn atural".

1.23 Organiza los términos siguientes de modo que su orden represente los pasos habituales del método científico: hechos,l ey,t eoría,e xperimento,h ipótesis.

1.24 ¿En qué se parece una hipótesis a una teoría? ¿En qué aspectose sd iferente?

Investigaciónb ásica y aplicada [1.4]

1.25 ¿Cuál es la diferencia entre investigación básica e investigacióna plicada?

1.26 En el recuadro intitulado "La química y el buceo en aguas profundas" de la sección 1.4, ¿es el trabajo inicial de Hildebrand sobre la solubilidad de los gases un ejemplo de investigación básica, o de investigación aplicada? ¿Cómo ilustra su trabajo la importancia de la investigaciónb ásica?

1.27 Clasifica lo siguiente como investigación básica o investigacióna plicada.
a. Se investigan unos interesantes materiales nuevos que cambiand ec olora d istintast emperaturas.
b. A los materiales del inciso (a) se les dio más tarde el

** En el apéndice F se dan las respuestas a los problemas impares.*

nombre de cristales líquidos; se llevó a cabo una investigación adicional para averiguar si era posible usar los cristales líquidos en pantallas visuales delgadas para televisores y monitores de computadora.

1.28 Clasifica lo siguiente como investigación básica o investigacióna plicada.

a. Se lleva a cabo una investigación para establecer las similitudes estructurales de los materiales superconductores.

b. Se descubre que uno de los materiales tiene características muy superiores de confiabilidad en condiciones extremas, y se le elige para utilizarlo en un satélite de telecomunicaciones.

1.29 Explica con tus palabras lo que el químico y premio Nobel Roald Hoffmann quiso decir cuando afirmó que: "Nuestra naturaleza nos condena a crear. No hay forma de evitar la investigación de lo que está dentro de nosotroso a n uestroa lrededor."

1.30 Explica con tus palabras lo que el bioquímico y premio Nobel Arthur Kornberg quiso decir con su declaración respecto a "dos razones de peso por las que la sociedad debea poyarl ai nvestigaciónb ásica".

Química: unac ienciaf undamental [1.5]

1.31 Enumera seis campos en los que es preciso hacer hincapié en el estudio de la química.

1.32 Critica el enunciado siguiente: "No necesitas un curso de química a menos que vayas a ser químico o ingenieroq uímico."

1.33 ¿Por qué se dice que la química es "la ciencia fundamental"?

1.34 Cita cuatro campos profesionales donde la química es necesaria.

1.35 ¿Cuál o cuáles de las actividades siguientes tienen que verc onl aq uímica? Explicat ur espuesta.

a. Estudiare la delgazamientod el ac apad eo zono.

b. Analizarl osc ontaminantesd els uelo.

c. Perfeccionart intasn uevas.

1.36 ¿Cuál o cuáles de las actividades siguientes tienen que ver con la química?

a. Estudiar los efectos de la radiación UV en los materiales.

b. Analizarl osc ontaminantesd ela gua.

c. Inventarp olímerosn uevos.

Estudiantes en acción

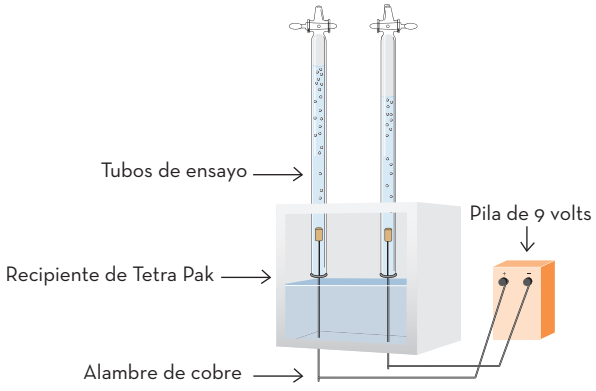
¿Qué sucede cuando una corriente eléctrica pasa por el agua?

Materiales y reactivos

- 1 recipiente de Tetra Pak limpio y seco
- 2 tubos de ensayo pequeños
- 1 pila de 9 volts
- 1 probeta
- 1 clavo
- 1 plumón indeleble
- Regla graduada
- Cinta de aislar
- Alambre de cobre
- Solución de sulfato de sodio al 10%
- Cloruro de sodio 0.1 M
- Agua destilada

Procedimiento

1. Corta el recipiente a una altura de 10 cm y haz dos orificios en el fondo, separados por 5 cm entre sí. Introduce en cada orificio un trozo de alambre de cobre y sella con la cinta de aislar. Coloca 3 mL de agua destilada para verificar que no haya fugas. Adiciona 20 mL de agua destilada y 10 mL de sulfato de sodio al 10%.
2. Vierte en cada tubo de ensayo 2 mL de agua destilada o de cloruro de sodio 0.1 M y ponlos de forma invertida sobre los alambres de cobre. Enrolla los extremos sueltos del alambre en la pila de 9 volts, uno al polo positivo (cátodo) y el otro al negativo (ánodo).
3. Observa la producción de gases y marca hasta donde llegan.



Resultados

a) En tu cuaderno, plantea un objetivo respecto del problema de investigación: **¿Qué sucede cuando una corriente eléctrica pasa a través del agua?**

b) Investiga las propiedades físicas y químicas del agua y escribe las ecuaciones de las reacciones ocurridas en cada electrodo.

c) Plantea una hipótesis sobre la relación de gases esperada.

d) Analiza tus resultados. Escribe el volumen e identidad del gas observado en el cátodo y en el ánodo y responde: **¿cuál es la proporción del volumen del gas producido en el cátodo en relación al generado en el ánodo?** y explica el porqué de tal razón.

e) Escribe una conclusión con base en tu objetivo.

Te sugerimos visitar estos sitios para encontrar recursos acerca de este tema:
http://www.cienciateca.com/ Consultada el 20 de marzo de 2011.
http://www.atomosybits.com/page/5/ Consultada 20 de marzo de 2011

capítulo

2

Materia y energía

CONTENIDO

2.1 Materia

2.2 La materia tiene estados

2.3 Elementos y compuestos

2.4 Sustancias puras y mezclas

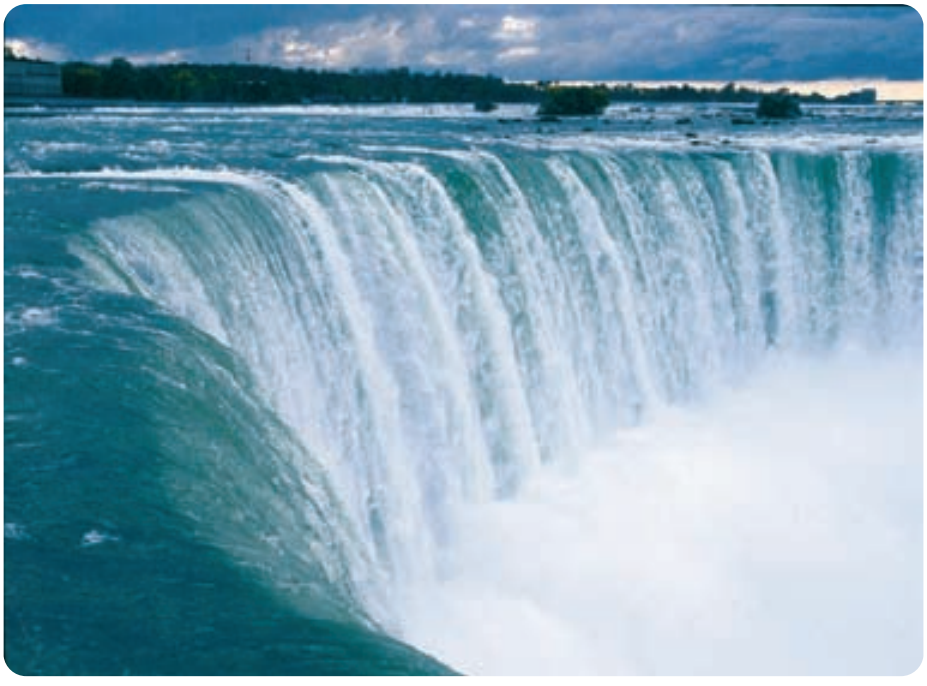
2.5 Propiedades y cambios físicos y químicos

2.6 Ley de conservación de la masa

2.7 Energía y cambio químico

2.8 Ley de conservación de la energía

2.9 Conversión de materia en energía



Las cataratas del Niágara ofrecen un ejemplo impresionante de la materia y la energía. Cada segundo se precipitan 6.0 millones de litros de agua por esta caída. Las cataratas del Niágara, situadas en la frontera entre Canadá y Estados Unidos, separan el lago Erie del lago Ontario.

"¿Qué es eso?" Ésta es una de las primeras preguntas que hacemos casi todos en la época en que aprendemos a andar, al tiempo que señalamos diversos objetos. Cuando el pequeño señala una pelota, un globo, una cuchara u otra cosa, por lo general queda satisfecho al escuchar el nombre del objeto, aunque tal vez quiera examinarlo también. Las preguntas básicas acerca de la constitución (composición) química no se plantean en esa edad. A medida que el pequeño crece, cada vez hace menos preguntas. Queremos despertar de nuevo tu interés para que formules las preguntas básicas acerca de la composición y naturaleza de todo lo que hay en nuestro mundo físico. No hay preguntas "tontas". No titubees en hacerte a ti mismo y a los demás las preguntas más elementales a lo largo de tu estudio de estos fundamentos de laq uímica.

2.1 Materia

Podemos describir la materia simplemente como la "sustancia" de la que están hechas todas las cosas materiales del universo. El agua, la sal, la arena, el azúcar, el acero, las estrellas, e incluso los gases presentes en el aire, se componen de materia. Por definición, la **materia** es todo lo que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio. De hecho, la **química** es la ciencia que estudia la materia y los cambios que ésta experimenta.

La **masa** es una medida de la cantidad de materia. Incluso el aire tiene masa, pero quizá sólo te das cuenta de ello cuando caminas contra un viento fuerte. Solemos confundir la masa con el peso. El **peso** es la acción de la fuerza de la gravedad sobre la masad eu no bjetoe np articular.

La intensidad de la gravedad de un planeta depende de su masa y de su tamaño. Durante la mayor parte de su historia, la especie humana estuvo restringida a la superficie del planeta Tierra, que ejerce una fuerza gravitatoria relativamente constante sobre un objeto dado; por esta razón, los términos *masa* y *peso* se utilizaban en general de manera indistinta. Cuando se inició la exploración del espacio, no obstante, las claras diferencias entre la masa y el peso se hicieron más evidentes y fáciles de describir. La masa de un astronauta en la Luna es la misma que su masa en la Tierra. La cantidad de materia que lo constituye no cambia. El *peso* del astronauta en la Luna, sin embargo, es sólo una sexta parte de su peso en la Tierra, porque la atracción que la Luna ejerce es seis veces menor que la atracción de la Tierra. El peso cambia con la gravedad (Fig. 2.1), pero la masa no.

EJEMPLO 2.1 Masa y peso

Cierto astronauta tiene una masa de 65 kilogramos (kg). Compara la masa y el peso del astronautae nc adau nod el osa mbientesg ravitatoriosq ues ei ndican.

(a) La Luna, con una gravedad de 0.17 veces la gravedad de la Tierra, **(b)** la Tierra, **(c)** ele spacio, **(d)** Marte, con una gravedad de 0.38 veces la gravedad de la Tierra.

SOLUCIÓN

La masa del astronauta no cambia: es la misma en todos los ambientes. El peso del astronautae sm áximoe ne la mbientec onl am ayora tracción gravitatoria.

Figura 2.1 Ela stronautaJ ames Bagianf lotae nc ondicionesd e ingravidezd entrod elm ódulos LS-1 ab ordod elt ransbordadorC olumbia.

(a) En la Luna, el peso del astronauta ocuparía el tercer lugar en orden descendente, después de la Tierra y Marte.

(b) En la Tierra, el peso del astronauta sería el más grande porque la gravedad es máxima.

(c) Ene le spacio,e la stronautac arecep rácticamented ep eso.

(d) El peso del astronauta en Marte sería el segundo más grande, porque la gravedad es aquí la segunda más intensa.

EJERCICIO 2.1

Véanse los problemas 2.1-2.6.

(a) Explica por qué tu peso en Marte sería diferente de tu peso en la Tierra.

(b) ¿Cuántop esaríase nM arte?

2.2 La materia tiene estados

Figura 2.2 Agua en tres estados: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor). Cuando el agua se evapora a temperatura ambiente, al gas que se forma se le llama vapor de agua.

Según su temperatura, una muestra de materia puede ser un sólido, un líquido o un gas. Estas tres formas de la materia se conocen como **estados de la materia**, o simplemente **estados físicos**. En el caso del agua, sus diferentes estados físicos suelen designarse con distintos nombres. Al agua sólida se le llama **hielo**. Si se calienta lo suficiente, el hielo se funde y se convierte en agua **líquida**. Si se continúa calentando, el agua hierve y se produce un gas al que llamamos **vapor de agua**, invisible a altas temperaturas. La nube que aparece encima del pico de una tetera o de un recipiente con agua hirviente contieneg otitasd ea gual íquidac ondensada(Fig.2 .2).

Agua **sólida** (hielo) —fusión→ Agua **líquida** —ebullición→ Agua **gaseosa** (vapor de agua)

Al enfriar el vapor, éste se **condensa**; es decir, vuelve a ser líquido. Al reducir la temperatura del agua líquida lo suficiente, el agua se **congela** y forma hielo. Así pues, el estadof ísicod ela guad epended el at emperatura.

Un **sólido** tiene forma y volumen definidos. Muchos sólidos son *cristalinos*: tienen una forma tridimensional definida con superficies que forman ángulos específicos unas con otras. Por ejemplo, el cloruro de sodio, que es la sal de mesa ordinaria, o sal común, cristaliza en una forma cúbica con superficies (caras) que forman ángulos de 90° (Fig. 2.3). Un cristal se parte o divide cuando se le golpea en ciertos ángulos, de tal modo que losf ragmentosc onservanl am ismaf ormac aracterística.

Las propiedades de los sólidos se explican en el nivel atómico en términos de una disposición definida y regular de las partículas individuales, diminutas e invisibles, que constituyen el sólido (Fig. 2.4a). Esta disposición se conoce como matriz o red cristalina. Las partículas, estrechamente empaquetadas, se mantienen juntas por efecto de fuerzas de atracción. Las partículas de un sólido tienen poco movimiento: sólo una ligera vibración dentro de la red cristalina. En el capítulo 13 se analizan con más detenimientol ase structurasd ev arioss ólidosc ristalinos.

La expresión "nivel atómico" se refiere al nivel submicroscópico invisible en el que se detectan las partículas individuales más pequeñas del material.

A diferencia de los sólidos, los **líquidos** adoptan la forma del recipiente que los contiene, a excepción de la superficie superior que, en general, es plana. Al igual que los sólidos, sin embargo, los líquidos conservan un volumen casi constante. Si tienes una bebida gaseosa de 375 mililitros (mL), tendrás ese volumen ya sea que la bebida esté en una lata, en una botella, o extendida en un charco en el piso, lo que pone de manifiesto otra propiedad de los líquidos. A diferencia de los sólidos, los líquidos fluyen, pero unos lo hacen con más facilidad que otros. La **viscosidad** de un líquido es una medida de su resistencia al flujo, y es una de las propiedades especiales de cada líquido. Los líquidos viscosos, como la miel, fluyen con lentitud; el agua y el alcohol, que son poco viscosos, fluyen mucho más aprisa.

(a) (b) (c)

Figura 2.3 Algunoss ólidosc ristalinosa t emperaturaa mbiente.(a)C lorurod es odio(sal común);(b)d ióxidod es ilicio(cuarzo),p resentee nl aa rena;(c)s ulfurod eh ierro(pirita).

El agua y el alcohol son dos líquidos **miscibles**. Esto significa que se *disuelven* el uno en el otro. Es posible mezclarlos en cualquier proporción, y permanecen mezclados sin separarse en capas. El aceite vegetal y el agua son dos líquidos inmiscibles. Cuando se agitan juntos, dos líquidos **inmiscibles** forman una mezcla turbia que contiene gotas pequeñísimas de uno de ellos visiblemente suspendidas en el otro. Si se dejan en reposo, los líquidos inmiscibles se separan en dos capas distintas (Fig. 2.5).

Al observar un líquido que fluye, puedes hacerte una idea de lo que ocurre en el nivel atómico si te imaginas las partículas individuales más pequeñas deslizándose y resbalando unas sobre otras. Las partículas individuales de un líquido están próximas entre sí, y sus atracciones mutuas son bastante intensas; sin embargo, tienen libertad de movimiento. Por ejemplo, las partículas diminutas de aceite o agua se juntan para formar gotitas visibles. Los sólidos y los líquidos son prácticamente incompresibles porque hay poco espacio entre sus partículas individuales (véase la Fig. 2.4b).

Los **gases** no tienen forma ni volumen definidos, sino que adoptan la forma y el volumen del recipiente que ocupan. Infla parcialmente un globo y amárralo. Apriétalo en un lugar y observa cómo fluye el gas hacia zonas menos restringidas. Los gases se expanden hasta llenar totalmente el recipiente que ocupan, pero también es posible comprimirlos para introducirlos en recipientes pequeños. Por ejemplo, se puede comprimir aire e introducirlo en un tanque de acero para que lo utilice un buzo, bajo el agua, durante cierto tiempo. Los gases también se **difunden** con rapidez; es decir, se mezclan con otros gases al desplazarse para llenar el espacio disponible. Si alguien está horneando pan, el

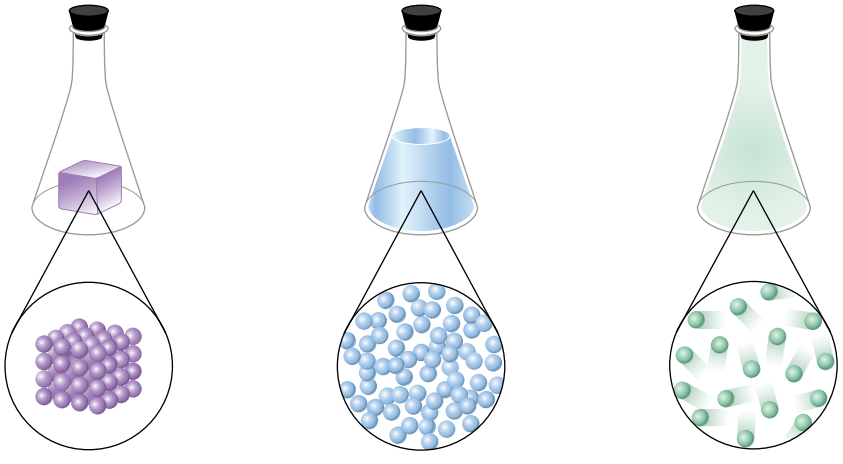


Figura 2.4 Los sólidos, los líquidos y los gases, los tres estados de la materia, tienen propiedades visibles y partículas invisibles. (a) En el caso de los sólidos, las partículas están en contacto y están ordenadas en un patrón fijo, como manzanas o naranjas cuidadosamente apiladas en la tienda de abarrotes. (b) En los líquidos, las partículas están en contacto pero se mueven libremente como cuentas en una botella. (c) En los gases, las partículas están muy separadas unas de otras y se desplazan con rapidez y al azar, como jejenes o moscas en una habitación.

(a)

(b)

Figura 2.5 Ela ceitev egetal y el agua son inmiscibles. (a) El aceite vegetal y el agua se mezclana la gitarlos vigorosamente. (b) Luego de estar en reposo se formanc apass eparadas,c one l aceite encima y el agua en el fondo.

agradable aroma impregna rápidamente el área. Si abres un tanque de amoniaco gaseoso en una habitación, el irritante olor se extenderá muy pronto por todo el cuarto.

Visualiza, en el nivel atómico, las partículas de gas que se desplazan cada una de forma independiente, con mucho espacio entre ellas (Fig. 2.4c). Imagina que las partículas rebotan en las paredes de un globo y ejercen la fuerza suficiente para impedir que el globo se contraiga (Fig. 2.6). A temperaturas más altas las partículas poseen más energía, lo que hace que el globo se expanda.

Figura 2.6 Los globos se inflan parcialmentec onh eliog aseoso.

El aire es una mezcla de varios gases, entre ellos nitrógeno (78%), oxígeno (21%), un poco de argón (menos del 1%) y trazas de otros gases, como dióxido de carbono y neón y partículas contaminantes. El metano gaseoso es el componente principal del gas natural, un combustible de uso común en la calefacción doméstica en Estados Unidos y en muchos otros países.

En la tabla 2.1 se enumeran las propiedades específicas de los sólidos, líquidos y gases, y en la tabla 2.2 se muestran ejemplos comunes de cada estado.

EJEMPLO 2.2 Estados de la materia

Identificae le stadof ísicod el osm aterialess iguientesa t emperaturaa mbiente.

(a) oxígeno **(b)** vapor de agua **(c)** cerad ev ela **(d)** alcohol

SOLUCIÓN

Consultal at abla2 .2s ie sn ecesario.

(a) gas **(b)** gas **(c)** sólido **(d)** líquido

Tabla 2.1 Propiedades de los sólidos, líquidos y gases

Estado	Forma	Volumen	Compresibilidad	Propiedades submicroscópicas
Sólido	Definida	Definido	Insignificante	Partículas en contacto y estrechamente empaquetadas en matrices rígidas
Líquido	Indefinida	Definido	Muy poca	Partículas en contacto, pero móviles
Gaseoso	Indefinida	Indefinido	Alta	Partículas muy separadas e independientes unas de otras

Tabla 2.2 Algunos sólidos, líquidos y gases

Sólidos	Líquidos	Gases
Hielo o nieve*	Agua*	Vapor de agua*
Aluminio	Mercurio	Aire
Cobre	Gasolina	Helio
Sal	Aceite vegetal	Dióxido de carbono
Azúcar	Alcohol	Acetileno
Arena	Vinagre	Argón
Plomo	Aceite para motor	Criptón

*Hielo, nieve y vapor de agua son nombres comunes de formas diferentes de una misma sustancia: el agua.

El acetileno gaseoso es un combustible que se utiliza para soldar.

El criptón gaseoso se emplea ahora para llenar ciertas bombillas de linterna para una luz muy brillante.

EJERCICIO 2.2

Describe las diferencias en cuanto a la disposición de las partículas individuales presentese n:
(a) un cubo de hielo, **(b)** un vaso de agua y **(c)** vapor de agua.

Véanse los problemas 2.7-2.12.

2.3 Elementos y compuestos

Una **sustancia pura** es una sustancia química particular compuesta de la misma clase de materia, con partículas del mismo tipo en toda su extensión, y puede ser un elemento o un compuesto.

Los **elementos** son las sustancias más fundamentales con las cuales se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es un **átomo**. Los átomos de un elemento sólido están organizados con arreglo a un patrón regular y son del mismo tipo. Todos los átomos de un trozo de cobre son átomos de cobre. Todos los átomos de un trozo de plata son átomos de plata. Los átomos de un elemento en particular no se pueden dividir en átomos más simples. El oro nunca ha sido descompuesto en átomos más simples, lo que demuestra que es un elemento.

Examina el interior de la portada de este libro; encontrarás lo que se conoce como una tabla periódica. Esta tabla contiene los símbolos de más de 100 elementos, la mayor parte de los cuales son poco comunes; tan sólo unos 10 elementos componen el 99% de todo lo que hay en la corteza terrestre. En el capítulo 4 examinaremos con más detenimientol at ablap eriódicay l osn ombres yp ropiedadesd el ose lementos.

Conexión con el aprendizaje
El capítulo 4 incluye una descripción más completa de los elementos y los átomos.

Los **compuestos** son sustancias puras constituidas por elementos de dos o más tipos, combinados unos con otros en proporciones fijas. Cada compuesto tiene un fórmula química que indica las proporciones en que se combina cada elemento. La fórmula química del amoniaco es NH_3, lo que indica que un átomo de nitrógeno está combinado con tres átomos de hidrógeno. Las propiedades de los compuestos son diferentes de las propiedadesd el ose lementosi ndividualesq uel osf orman.

En un tiempo se pensó que el agua (Fig. 2.7a) era un elemento, pero ahora sabemos que es un compuesto formado por dos elementos, hidrógeno y oxígeno. La fórmula química del agua, H_2O, indica que dos átomos de hidrógeno están combinados con cada átomo de oxígeno. El agua se puede descomponer, en un laboratorio, en hidrógeno y oxígeno haciendo pasar una corriente eléctrica a través de ella. Un compuesto en particular tiene una proporción atómica específica y un porcentaje en masa específico de cada elemento del compuesto. Esto constituye un enunciado de la **ley de la composición definida**, también conocida como **ley de las proporciones definidas**.

La sal común (Fig. 2.7b) se puede descomponer fundiéndola primero y luego haciendo pasar una corriente eléctrica a través del líquido, para obtener los elementos sodio y cloro. La sal común es un compuesto, y tiene una composición definida: 39.3% de

(a)

(b)

Figura 2.7 El agua (a) y la sal común(b)s onc ompuestos.

sodio y 60.7% de cloro en masa. La tabla 2.3 presenta una lista de varios compuestos ordinarios y de los elementos que se han combinado para formar el compuesto. Advierte que no es de esperar que los compuestos se parezcan en modo alguno a los elementos presentes en el compuesto. Por el contrario, los compuestos tienen propiedades características únicas, diferentes de las propiedades de los elementos en cuestión. El ejemplo siguientei lustra estep unto.

EJEMPLO 2.3 Cómo distinguir entre elementos y compuestos

Explica cómo se puede distinguir fácilmente el cloruro de sodio (sal común) de los elementos que se combinaron para formar el compuesto. (Consulta la tabla 2.3 si no estás familiarizadoc one stass ustancias.)

SOLUCIÓN

La sal común (cloruro de sodio) es un compuesto cristalino blanco muy común que se emplea para sazonar. Se disuelve en agua. Los elementos, sodio y cloro (descritos en la tabla 2.3) no se parecen en nada al compuesto. El sodio es un metal sólido blando, plateadoy r eactivo;e lc loroe su ng ast óxico,d ec olora marillov erdosop álido.

EJERCICIO 2.3

Al sulfuro de hidrógeno gaseoso se le conoce también como gas de huevos podridos o gas de alcantarillado. Explica cómo se puede distinguir fácilmente este gas tóxico e incoloro, de olor desagradable, de los elementos que se combinan para formar el compuesto. (Véanse los problemas 2.13-2.22.)

Tabla 2.3 Composición de algunos compuestos comunes

Nombre del compuesto	Composición del compuesto	Comparación de propiedades
Agua	Hidrógeno y oxígeno	El hidrógeno y el oxígeno son gases, pero el agua es líquida a temperatura ambiente.
Azúcar de mesa	Carbono, hidrógeno y oxígeno	El carbono puede ser un sólido negro; el hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros. El compuesto (azúcar) es un sólido blanco de sabor dulce.
Sal común	Sodio y cloro	El sodio es un metal sólido plateado y reactivo, y el cloro es un gas tóxico de color verde pálido. La sal es un sólido cristalino blanco.
Amoniaco	Nitrógeno e hidrógeno	Los elementos son inodoros, pero el amoniaco tiene un olor intenso.
Alcohol etílico	Carbono, hidrógeno y oxígeno	El carbono puede ser un sólido negro; el hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros. El compuesto (alcohol etílico) es un líquido incoloro e inflamable.
Sulfuro de hidrógeno	Hidrógeno y azufre	El hidrógeno es un gas incoloro e inodoro. El azufre es un sólido amarillo pálido. El compuesto (sulfuro de hidrógeno) es un gas incoloro con olor a huevos podridos.

2.4 Sustancias puras y mezclas

Figura 2.8 Elj ugod en aranja esu nam ezclah eterogéneaq ue contienef ibrasd ep ulpay j ugo.

Toda muestra de materia se clasifica como sustancia pura o como mezcla. Una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto. La composición de una sustancia pura es definida y fija. Por ejemplo, el agua pura es un compuesto; siempre contiene 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno en masa. El oro puro (de 24 quilates) es un elemento; es 100% oro. Tanto los elementos como los compuestos son *homogéneos*, esto es, son iguales en todas sus partes.

La composición de una mezcla puede variar. El jugo de naranja es una mezcla que contiene jugo, pulpa, agua y diversas sustancias químicas naturales y aditivos químicos, según la marca de jugo que compres (Fig. 2.8). Una lata de nueces de diferentes tipos también es una mezcla, en la que las proporciones de diversas nueces y cacahuate dependen de cuánto estés dispuesto a pagar por kilogramo. También es mezcla un pastel, una galleta, un vaso de té helado o un refresco de cola.

Como se muestra en la Fig. 2.9, las sustancias puras son elementos o compuestos, y las mezclas son *homogéneas* o *heterogéneas*. La combinación de nueces y el pastel son ejemplos de mezclas heterogéneas. El prefijo *hetero* significa "diferente". Una **mezcla heterogénea** no tiene propiedades uniformes en toda su extensión; la composición de una zona (o fase) difiere de la composición de otra zona (o fase). Una mezcla de aceite y agua es otro ejemplo de mezcla heterogénea.

Una **mezcla homogénea** es uniforme en toda su extensión. Una **solución** es una mezcla homogénea; su composición y su apariencia son uniformes. Los sólidos como el azúcar y la sal se disuelven en agua y forman soluciones. Las mezclas de líquidos miscibles, como el alcohol y el agua, son soluciones; son uniformes en su totalidad. Casi todas las aleaciones metálicas, como el bronce, el latón y el acero, son soluciones de un sólido disuelto en otro sólido; son homogéneas. La tabla 2.4 muestra una lista de mezclas homogéneas (soluciones).

EJEMPLO 2.4 Materiales heterogéneos y homogéneos

Clasifical osm aterialess iguientesc omoh eterogéneosu h omogéneos.

(a) huevosr evueltos **(b)** gasolina **(c)** madera
(d) latón **(e)** pizza

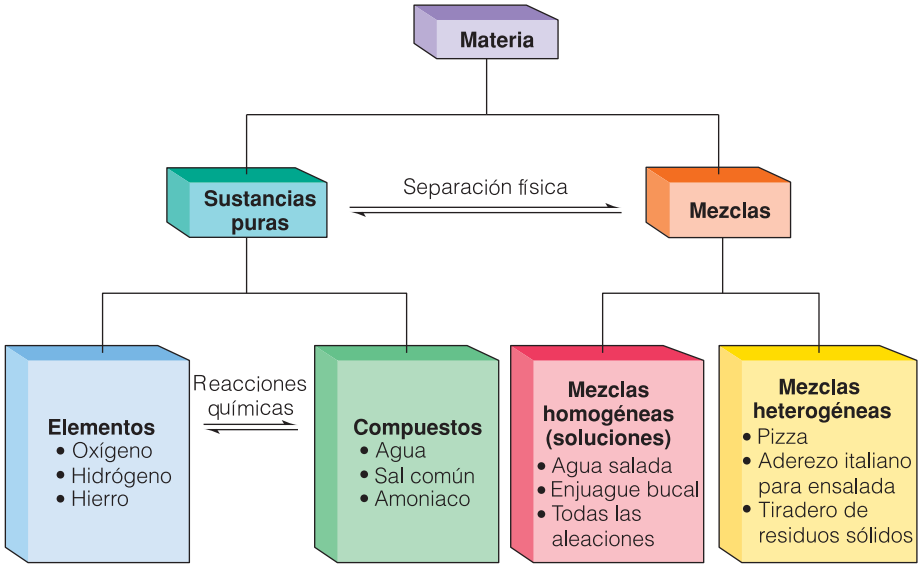


Figura 2.9 Clasificaciónd e lam ateria.

Tabla 2.4 Algunas soluciones comunes (mezclas homogéneas)

Solución	Composición
Soluciones gaseosas	
Gas natural	Metano y pequeñas cantidades de otros gases
Aire	78.0% de nitrógeno, 20.9% de oxígeno, 0.9% de argón y trazas de dióxido de carbono y otros gases
Soluciones líquidas	
Alcohol para fricciones	70% de alcohol isopropílico y 30% de agua
Vino	De 10 a 12% de alcohol etílico
Cerveza	Aproximadamente 5% de alcohol etílico
Tintura de yodo	Yodo disuelto en alcohol
Soluciones sólidas (aleaciones)	
Latón	Cobre (aproximadamente 70%) y zinc (aproximadamente 30%)
Bronce	Cobre y estaño en diversas proporciones
Acero al alto carbono	1.0% de manganeso, 0.9% de carbono, 98.1% de hierro*
Acero inoxidable	18.0% de cromo, 8.0% de níquel, 0.2% de carbono, 73.8% de hierro*
Plata de ley	92.5% de plata con 7.5% de cobre
Oro amarillo (14 K)	58% de oro, 24% de plata, 17% de cobre, 1% de zinc
Oro amarillo (10 K)	42% de oro, 12% de plata, 40% de cobre, 6% de zinc

*Los porcentajes de composición del acero varían según la aplicación.

SOLUCIÓN

(a) Los huevos revueltos son heterogéneos, pues algunas partes tienen más clara que otras.

(b) La gasolina es una mezcla homogénea de diversos compuestos derivados del petróleo que son miscibles y están distribuidos uniformemente en toda la gasolina.

(c) Lam aderae su nam ezclah eterogénead ec elulosa,s aviay o trosm ateriales.

(d) El latón es una mezcla homogénea de cobre y zinc. (Véase la tabla 2.4.)

(e) Una pizza es una mezcla heterogénea que contiene harina, aceites, agua, levadura,s alsad et omate,q uesoy o trosi ngredientes.

EJERCICIO 2.4

Véanse los problemas 2.23-2.32.

Clasifical asm ezclass iguientesc omoh eterogéneasu h omogéneas.

(a) perfume **(b)** sopad e verduras

(c) acero inoxidable **(d)** unt aco

2.5 Propiedades y cambios físicos y químicos

El azúcar, el agua y el aluminio son sustancias diferentes. Toda sustancia tiene propiedades específicas que no dependen de la *cantidad* de sustancia. Las propiedades que nos permiten identificar o caracterizar una sustancia, y distinguirla de otras sustancias, se llaman **propiedades características**. Éstas se subdividen en dos categorías: propiedades físicas y propiedades químicas.

Las **propiedades físicas** características de una sustancia son aquéllas que identifican la sustancia sin alterar su composición. El color, olor, densidad, punto de fusión, punto de

(a)

(b)

Figura 2.10 El aluminio es un metal dúctil (a) y maleable (b).

ebullición, dureza, lustre metálico (brillo), ductilidad, maleabilidad y viscosidad son todos propiedades físicas características (Fig. 2.10). Por ejemplo, cuando se calienta agua en un recipiente pequeño hasta su punto de ebullición, o si se hace lo mismo con un caldero muy grande, la temperatura a la que el agua hierve tiene el mismo valor: 100°C o 212°F. Análogamente, el punto de congelación del agua es 0°C o 32°F. Estos valores son independientes de la cantidad.

Las propiedades características que relacionan los cambios de composición de una sustancia o sus reacciones con otras sustancias se llaman **propiedades químicas**. Las preguntass iguientesc onciernena l as propiedadesq uímicasd eu nas ustancia.

La **ductilidad** es la capacidad de un metal para ser estirado y convertido en un alambre.

La **maleabilidad** es la capacidad de un metal para cambiar de forma cuando se le martilla o lamina para formar hojas delgadas.

1. ¿Arde en el aire?
2. ¿Sed escompone(sed ividee ns ustanciasm áss imples)c uandos ec alienta?
3. ¿Reacciona con otra sustancia, como oxígeno, un ácido o un metal, por ejemplo?
4. ¿De qué modo la modifican otras sustancias, y qué sustancias produce la reacción?

Las propiedades químicas incluyen la tendencia de una sustancia a reaccionar con otra, a enmohecerse, corroerse, estallar o actuar como veneno o carcinógeno (agente productor de cáncer).

Las propiedades características físicas y químicas, también llamadas **propiedades intensivas**, se emplean para identificar una sustancia. En la tabla 2.5 se muestran algunas propiedades intensivas. La tabla 2.6 presenta una lista de las propiedades características de varias sustancias ordinarias. Las **propiedades extensivas** de las sustancias son las que dependen de la *cantidad* de muestra, e incluyen las mediciones de masa, volumen y longitud. Las propiedades *intensivas* ayudan a identificar o caracterizar un tipo de materia en particular. Las propiedades *extensivas* se relacionan con la cantidad de materiap resente.

Conexión con el aprendizaje
Las mediciones de masa, volumen y longitud se estudiarán en el capítulo siguiente.

Si se corta o se rompe un trozo de cera en fragmentos más pequeños, o si se funde (un cambio de estado), la muestra que queda sigue siendo cera. Cuando se enfría, la cera fundida vuelve a ser un sólido. En estos ejemplos sólo se ha producido un **cambio físico**; es decir, la *composición* de la sustancia no se alteró.

Tabla 2.5 Algunas propiedades intensivas

Algunas propiedades físicas			
Punto de ebullición	Color	Lubricidad	Conductividad eléctrica
Punto de fusión	Sabor	Olor	Se disuelve en agua
Brillo	Suavidad	Ductilidad	Viscosidad (resistencia al flujo)
Volatilidad	Dureza	Maleabilidad	Densidad (relación masa/volumen)
Algunas propiedades químicas			
Arde en el aire	Se descompone cuando se calienta	Reacciona con ciertos metales	
Hace explosión	Reacciona con el agua	Reacciona con ciertos no metales	
Es tóxico	Reacciona con ciertos ácidos		

Cuando una vela arde (Fig. 2.11) se producen cambios tanto físicos como químicos. Después de encenderla, la cera sólida próxima a la mecha encendida se funde. Éste es un cambio físico; la composición de la cera no cambia al pasar del estado sólido al líquido. La mecha encendida absorbe parte de la cera fundida, y en la mecha se produce un cambio químico. Aquí, la cera de la flama de la vela reacciona químicamente con el oxígeno del aire para formar dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. En todo **cambio químico** se consumen una o más sustancias y se forman al mismo tiempo una o mass ustanciasn uevas,c adau nac ons usp ropiedadesf ísicasy q uímicasp eculiares.

Conexión con el mundo real
Algunos cambios químicos comunes son:
- Broncearte la piel
- Hacerte una permanente para ondular tu cabello
- Quemar cualquier combustible

Sin embargo, la aparente desaparición de algo, como la cera, por ejemplo, no es necesariamente un signo de que estamos observando un cambio químico. Por ejemplo, cuando el agua se evapora de un vaso y desaparece, ha dejado de ser líquido y se ha convertido en un gas llamado vapor de agua, pero en ambas formas se trata de agua. Esto es un cambio de fase (de líquido a gas), que es un cambio físico. Cuando se intenta establecer si un cambio es físico o químico, conviene plantear la pregunta crítica: ¿ha cambiado la composición fundamental de la sustancia? En un cambio químico (una reacción) así ocurre, pero no si el cambio es físico.

Tabla 2.6 Propiedades características (intensivas) de algunas sustancias

Propiedades físicas					
Sustancia	**Estado***	**Punto de fusión**	**Color**	**Conductividad eléctrica**	**Propiedades químicas**
Aluminio	Sólido	660°C	Plateado	Buena	Reacciona con ácidos con producción de hidrógeno gaseoso
Cloruro de sodio (sal común)	Sólido	801°C	Blanco	Ninguna como sólido; buena disuelto en agua	La electricidad lo descompone en sodio y cloro
Sacarosa (azúcar de caña)	Sólido	185°C	Blanco	No	Arde en oxígeno con producción de agua y dióxido de carbono
Alcohol etílico	Líquido	−117°C	Incoloro	No	Inflamable
Agua	Líquido	0°C	Incolora	No	La electricidad la descompone en hidrógeno y oxígeno
Helio	Gaseoso	−272°C	Incoloro	No	No reactivo

*Estado físico a temperatura ambiente.

UNA MIRADA CERCANA

Propiedades del azufre

Las propiedades intensivas del azufre comprenden propiedades tanto físicas como químicas. Las propiedades físicas se pueden evaluar sin alterar la composición del azufre. Las propiedades químicas son aquéllas que se manifiestan cuando la sustancia experimenta un cambio químico. A continuación se enumeran algunas propiedades físicas y químicas características del azufre.

El azufre, que es un sólido amarillo, arde con flama azul y forma dióxido de azufre, un gas.

Propiedades físicas

Esd ec olora marillop álido.

Esu ns ólidof rágila t emperaturaa mbiente.

Sed esmoronac onf acilidads is el ea plasta.

Noc onduceu nac orrientee léctrica.

No se disuelve en agua.

Propiedades químicas

Arde en oxígeno con producción de un gas, dióxido de azufre, que tiene un olor irritante, como el de los fósforos cuando se queman.

Reacciona con carbono para formar disulfuro de carbono, un líquido incoloro.

Reaccionac onh ierrop araf ormars ulfurod eh ierro,u n sólido.

EJEMPLO 2.5 Cómo distinguir entre las propiedades o cambios físicos y químicos

Clasifica los siguientes hechos como propiedad física, propiedad química, cambio físicoo c ambioq uímico.

(a) Ela lcohole si nflamable.

(b) Ela lcohole sv olátil;s ee vaporac onf acilidad.

(c) Una muestra de sal común se disuelve en un vaso de agua.

(d) Con el tiempo, una batería de linterna pierde su carga.

SOLUCIÓN

(a) Ésta es una propiedadq uímica;a c ombustiónp roduces ustanciasn uevas.

(b) Ésta es una propiedadf ísica; el alcohol cambia de líquido a gas.

(c) Éste es un cambio físico; la sal continúa presente, aun cuando el agua se evapore.

(d) Éste es un cambio químico; cuando se genera electricidad, ciertas sustancias químicass ec onsumeny s ep roduceno tras.

EJERCICIO 2.5

Clasifica los siguientes hechos como propiedad física, propiedad química, cambio físico o cambio químico.

(a) Elc arbónv egetale su ns ólidon egro.

(b) El carbón vegetal cambia cuando arde en el aire.

(c) Elc arbónv egetala rde.

Figura 2.10 La fusión de la cerae su nc ambiof ísico.O curre unc ambioq uímicoc uandol ac era ardee no xígenoc onp roducciónd e dióxido de carbono y vapor de agua.

Véanse los problemas 2.33-2.40.

2.6 Ley de conservación de la masa

Cuando una vela arde no se gana ni se pierde masa. La masa total de la cera y del oxígeno presente antes de la combustión es igual a la masa total de dióxido de carbono, vapor de agua y cera sin quemar que quedan cuando la vela se apaga.

Masad ec era + Masad eo xígeno =
Masad ed ióxidod ec arbono + Masa de agua + Masa de cera sin quemar

No se produce un cambio total de masa durante la reacción química. La masa se conserva. Esto se conoce como la **ley de conservación de la masa**, la cual establece que:

no se crea ni se destruye masa durante los cambios físicos y químicos.

El descubrimiento de la ley de la conservación de la masa tuvo lugar en Francia, por obra de Antoine Lavoisier, aproximadamente en la época en que las colonias norteamericanas participaban en la Guerra de Revolución. Luego de llevar a cabo múltiples reacciones en recipientes cerrados, de modo que ninguna sustancia pudiese entrar o salir, Lavoisier concluyó que no ocurría cambio alguno en cuanto a la masa total. Esto es tan sólo un ejemplo de la ley de conservación de la masa, que se ha comprobado una y otra vez.

Las **leyes científicas** son enunciados que resumen hechos experimentales referentes al comportamiento de la materia, y de los que no se conocen excepciones.

Puesto que la masa se conserva durante las reacciones, también debe conservarse la materia; no se crea ni se destruye materia durante una reacción química. En otras palabras, es imposible crear materia de la nada; no se pueden crear átomos a partir de nada. Dichod eo tram anera,

ROSTROS DE LA QUÍMICA

Laq uímica sec onvierte en ciencia cuantitativa

El francés Antoine Lavoisier (1743-1794) quizá contribuyó más que nadie a establecer la química como ciencia cuantitativa. Convenció a sus contemporáneos de la importancia de las mediciones exactas en las investigaciones exactas. Una investigación famosa que llevó a cabo fue el calentamiento del óxido rojo de mercurio. Éste se descompuso y produjo mercurio metálico y un gas al que Lavoisier dio el nombre de oxígeno. La masa no cambió.

Lavoisier llevó a cabo muchos experimentos cuantitativos. En una de sus demostraciones descompuso agua. También encontró que cuando se quema carbón mineral, éste se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono. Lavoisier fue el primero en comprender el papel del oxígeno en la combustión, y aunque no descubrió este elemento, sí le dio nombre. También encontró que cuando un cobayo respira, se consume oxígeno y se forma dióxido de carbono. Lavoisier concluyó entonces, correctamente, que la respiración está relacionada con la combustión. En ambos casos se consume oxígeno y se forma dióxido de carbono y vapor de agua. Véase "La química en nuestro mundo", en la sección 2.7.

Lavoisier publicó en 1789 su ahora famoso *Tratado elemental de química*, el primer texto de química moderno. En ese mismo año se inició la Revolución Francesa, y el gobierno francés recurrió a Lavoisier para que mejorara tanto la cantidad comol ac alidadd el ap ólvora.

Por su trabajo encaminado a establecer la química como ciencia cuantitativa, se suele considerar a Lavoisier como el "padred el aq uímicam oderna".

Antoine Lavoisier perdió la cabeza (en la guillotina) durante la Revolución Francesa, pero no por sus investigaciones científicas. En aquellos tiempos nadie era químico de tiempo completo. Lavoisier, que pertenecía a la nobleza francesa, era además recaudador de impuestos de Luis XVI, y fue en calidad de tal que incurrió en la ira de los revolucionarios franceses.

Lavoisier no fue el primero en descomponer este óxido de mercurio, pero sí lo fue en pesar todas las sustancias presentes antes y después de la reacción. También fue el primero en interpretar correctamente la reacción.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

¿Dónde quedó la materia: magia o ciencia?

La nitrocelulosa es una sustancia empleada en la elaboración de explosivos, como combustible de cohetes y en la fabricación de bases de películas fotográficas.

Es posible "desaparecer" la nitrocelulosa en segundos en medio de una flama muy brillante. Pero sabemos que según la ley de conservación de la materia, los materiales no desaparecen, sólo se transforman. Al quemar la nitrocelulosa ocurre esta reacción:

$$4\,C_6H_7N_5O_{16}(s) + 19\,O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 24\,CO_2(g) + 20\,NO_2(g) + 14\,H_2O(g)$$

La letra entre paréntesis indica el estado de la sustancia a la que acompaña (s), se refiere a sólido y (g) a gaseoso. Como puedes ver, en este caso todos los productos son gases, por lo que se mezclan con los gases de la atmósfera y como son incoloros se genera el efecto de "desaparición".

La combustión de la nitrocelulosa desprende gran cantidad de energía calorífica, porque la energía usada para formar los enlaces es mayor que la absorbida en la ruptura de los enlaces de los reactivos. La energía se libera como luz y el movimiento rápido de las moléculas hace que el aire cercano a la combustión se caliente.

La nitrocelulosa puede usarse como combustible de cohetes. Su combustión es una reacción exotérmica, porque desprende una gran cantidad de energía calorífica.

Durante las reacciones químicas no se ganan ni se pierden átomos.

Por consiguiente, sólo es posible hacer nuevos materiales cambiando la forma en que losá tomoss ec ombinan.

EJEMPLO 2.6 Conservación de la masa

Teniendo en cuenta la ley de la conservación de la masa, explica cómo es que el hierro enmohecido, que es hierro combinado con oxígeno, puede pesar más que el hierro puro.

SOLUCIÓN

El enmohecimiento del hierro se parece mucho a la combustión de la cera que ya hemos descrito. La sustancia reaccionó con oxígeno, pero no hubo un cambio de masa en conjunto. De forma análoga, cuando el hierro se enmohece, se combina con una masa específica de oxígeno para producir una masa de óxido de hierro igual a la suma de las masas del hierro y el oxígeno consumidos en el proceso.

$$\begin{array}{rcl} \text{Hierro} + \text{Oxígeno} & \longrightarrow & \text{Óxido de hierro (herrumbre)} \\ \text{Masa antes de la reacción} & = & \text{Masa después de la reacción} \end{array}$$

Las masas totales de las sustancias deben ser iguales antes y después de la reacción.

EJERCICIO 2.6

(a) Cuando un fósforo se quema en su totalidad, ¿se pierde masa? Explica tu respuesta.

(b) Pregunta a un amigo o amiga si se pierde masa o no cuando un tronco arde en una chimenea,o c uandos eq uemag asolinae nu na utomóvil.E xplical oq ueo curre.

Véanse los problemas 2.41-2.44.

2.7 Energía y cambio químico

La **energía** se define como la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Se realiza **trabajo** cuando se desplaza una masa a lo largo de una distancia. Son formas comunes de

energía: la luz, el calor, la energía eléctrica, la energía mecánica y la energía química. La energía se puede convertir de una forma en otra. Por ejemplo, cuando enciendes una linterna, la energía química almacenada en las baterías se convierte en energía eléctrica y,f inalmente,e nl uzy u np ocod ee nergíac alorífica.

Las diversas formas de energía se clasifican como energía cinética o energía potencial. La **energía cinética** es energía de movimiento. Cuando un automóvil estacionado comienza a rodar por una pendiente, la energía potencial se transforma en energía cinética. En términos matemáticos, la energía cinética (E.C.) de un objeto es igual a la mitad de su masa (m)m ultiplicadap ore lc uadradod es uv elocidad(v).

$$\text{E.C.} = \frac{1}{2}mv^2$$

La **energía potencial** es energía almacenada; es la energía que un objeto posee en virtud de su posición o de su composición química. La gasolina y el azúcar de mesa poseen energía potencial debido a su composición química. Un automóvil estacionado en unac olinat ienee nergíap otenciald ebidoa s up osición.

En el transcurso de la mayor parte de las reacciones químicas, la energía potencial de las sustancias participantes disminuye. En otras palabras, por lo regular los compuestos de alta energía se transforman en compuestos de baja energía. Cuando esto sucede, se libera energía hacia el entorno, por lo común en forma de calor. Si se invierte una reacción que libera energía, será preciso suministrar energía continuamente para que la reacción prosiga.

$$\text{Compuesto de alta energía} \underset{\text{se absorbe energía}}{\overset{\text{se libera energía}}{\rightleftharpoons}} \text{Compuesto de baja energía} + \text{Energía}$$

En términos de energía potencial, los materiales de una reacción son en cierto sentido como un automóvil en una colina. Cuando el auto baja rodando por la pendiente, la energía potencial se libera y se transforma en energía mecánica, pero se necesita energía para que el auto suba por la pendiente. Un proceso químico que es "cuesta abajo" (en términos de energía) en un sentido debe ser "cuesta arriba" en el sentido opuesto.

La energía potencial almacenada en el azúcar y en otros alimentos se libera cuando las células vivas utilizan el alimento mediante un proceso conocido como metabolismo. Este proceso es muy complejo, pero se resume como sigue: el azúcar se combina con oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y energía. De esta forma, se libera cierta energía cuando las moléculas de azúcar y oxígeno de alta energía (menos estables) se transforman, por medio de reacciones químicas, en las moléculas de dióxido de carbono y agua de baja energía (más estables). En esta reacción, que aquí se representa, se liberae nergía.

Conexión con el aprendizaje
Las reacciones de la fotosíntesis y del metabolismo son fundamentalmente opuestas en términos de materiales y energía. Véase el recuadro "Fotosíntesis y metabolismo".

$$\text{Azúcar} + \text{Oxígeno} \xrightarrow{\text{metabolismo}} \text{Dióxido de carbono} + \text{Agua} + \text{Energía}$$

Una reacción que libera energía calorífica es una reacción **exotérmica**. Cuando se utiliza el término **exergónica** en vez de exotérmica, se indica que también se puede liberar energía en otras formas distintas del calor. Cuando se incorpora o se absorbe calor u otras formas de energía durante las reacciones, éstas se denominan reacciones **endotérmicas** y **endergónicas**,r espectivamente.

EJEMPLO 2.7 Cambios de energía

¿Representan los procesos siguientes un cambio químico o un cambio físico? ¿Hay un incremento o una disminución de la energía potencial de los materiales que intervienen?

(a) Un tazón de vidrio cae al suelo.

(b) See mpujau nab icicletah asta lac imad eu nac olina.

(c) Una mezcla de hidrógeno y oxígeno gaseosos estalla con detonación cuando sei nflama,y p roducea gua.

(d) Unac orrientee léctricad escomponea guae nh idrógenoy o xígeno.

SOLUCIÓN

(a) Un cambio físico; la energía potencial del tazón disminuye. Conforme el tazón cae,p arted es ue nergíap otencials ec onviertee ne nergíac inética.

(b) Un cambio físico; la energía potencial de la bicicleta aumenta a medida que ésta subel ac olina.

(c) Un cambio químico; la energía potencial de las sustancias químicas disminuye. Se emite un sonido y otras formas de energía cuando las sustancias reaccionan.

(d) Un cambio químico; la energía potencial de las sustancias químicas aumenta cuando se suministra energía. Esta reacción es la inversa de la reacción del ejemploa nterior.

EJERCICIO 2.7

(a) ¿El butano libera o absorbe energía cuando se quema? ¿La reacción es exotérmicao e ndotérmica?E xplicat ur espuesta.

(b) ¿Se libera o se absorbe energía cuando se forma azúcar en las plantas verdes? ¿Laf otosíntesise se xergónicao e ndergónica?E xplicat ur espuesta.

Véanse los problemas 2.45-2.50.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Fotosíntesisym etabolismo

En términos de cambios de energía, la fotosíntesis y el metabolismos onp rocesosi nversos.

Durante la fotosíntesis, las plantas verdes absorben la energía solar que incide en la superficie terrestre. Mediante una compleja serie de reacciones, esta energía se almacena como energía química y se utiliza para convertir dióxido de carbono y agua en azúcar (y almidón). Melvin Calvin (1911-1997), de la Universidad de California en Berkeley, se hizo acreedor al premio Nobel de Química de 1961 por su trabajo sobre la química del af otosíntesis.

Durante el metabolismo el azúcar se combina con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua, y se libera energía. El metabolismo y la combustión son procesos exergónicos; en cambio, la fotosíntesis es un proceso endergónico. Los procesos reversibless er epresentanc omos em uestrae nl ae cuación.

Los materiales de partida del metabolismo se muestran a la izquierda; los de la fotosíntesis, a la derecha. Las sustancias producto de una reacción son los materiales de partida de la otra reacción. Una de estas reacciones, el metabolismo, libera energía hacia el entorno, en tanto que la reacción inversa, la fotosíntesis,n ecesitae nergíap aral levarsea c abo.

En el metabolismo de los seres humanos y en la fotosíntesis de las plantas intervienen procesos inversos.

$$\text{Azúcar} + \text{Oxígeno} \underset{\text{fotosíntesis}}{\overset{\text{metabolismo o combustión}}{\rightleftharpoons}} \text{Dióxido de carbono} + \text{Agua} + \text{Energía}$$

2.8 Ley de conservación de la energía

Siempre que ocurre una reacción, hay también un cambio de energía. O bien la reacción libera energía, o ésta se requiere de manera continua para que la reacción prosiga. Como se describió en el caso de los procesos inversos del metabolismo y la fotosíntesis, si la reacción en un sentido libera energía, la reacción inversa debe absorberla. Este fenómeno tiene una explicación. Durante una reacción química se libera o se absorbe energía,p ero

No se crea ni se destruye energíad urantel osp rocesosq uímicos.

Esto se conoce como la **ley de la conservación de la energía**; es una forma de expresar lo que también se conoce como la **primeral eyd el at ermodinámica**.

Conexión con el aprendizaje
Si tomas otros cursos de química o de física, sin duda encontrarás más explicaciones sobre la primera ley de la termodinámica.

Para explicar cómo es que se gana o se pierde energía sin que ésta se cree o se destruya, supongamos que tienes cierta cantidad de dinero, el cual puede estar disponible en efectivo, o bien "almacenado" en una cuenta de cheques, pero la cantidad total no ha cambiado. El dinero que está en el banco, es decir, el dinero "almacenado", es en cierto sentido como la energía potencial. No puedes tomar $100 de tu cuenta sin que el valor de la cuenta disminuya en $100, pero en realidad no has perdido dinero. Si se libera energía que está almacenada, y queda disponible para ser utilizada, entonces hay menos energía almacenada, pero nada se ha perdido.

Si una parte de la energía potencial almacenada de las sustancias químicas se transforma en energía calorífica disponible, entonces la energía potencial de las sustancias restantes deberá ser menor que al principio. La energía no se crea ni se destruye, sino que se transforma, de energía potencial almacenada, en energía calorífica disponible o trabajo.

EJEMPLO 2.8 Conservación de la energía

Parac adai ncisod ele jemplo2 .7,e xplicac ómos ec onserval ae nergía.

SOLUCIÓN

(a) Conforme el tazón cae al piso, su energía potencial disminuye, pues pasó de una posición más alta a una más baja. La energía de la caída se consumió con la ruptura del tazón. La energía total no cambia.

(b) Conforme la bicicleta asciende por la colina, la persona que la empuja utiliza energía, en tanto que la bicicleta gana energía potencial. La bicicleta gana energía;l ap ersonaq uel ae mpujap ierdee nergía.

(c) Durante la explosión, la energía liberada por las sustancias químicas se transforma en sonido y movimiento al escapar los gases. La energía total no cambia.

(d) La energía eléctrica se transfiere a las sustancias químicas y se almacena como energía química (potencial) en los gases. Más tarde se puede liberar la energíaa lmacenada,c omos ed escribee n(c).N os ep ierdee nergía.

EJERCICIO 2.8

(a) Explica cómo se conserva la energía durante la combustión del butano (Ejercicio 2.7).

(b) Explicac ómos ec onserval ae nergíaa lf ormarsea zúcard urantel af otosíntesis.

Véanse los problemas 2.51-2.58.

2.9 Conversión de materia en energía

Uno de los adelantos más notables de la ciencia se resolvió con un lápiz y un cuaderno. No son éstas las herramientas que habitualmente asociamos con los principales descubrimientos científicos. Albert Einstein puede muy bien ser el científico más conocido de todos los tiempos; sin embargo, sus logros los alcanzó en su mente, no en el laboratorio (Fig. 2.12).

Para 1905, Einstein ya había elaborado su teoría de la relatividad. Al hacerlo, dedujo una relación entre la materia y la energía. La ahora famosa **ecuación de Einstein** suelee scribirsec omos igue:

$$E = mc^2 \text{ o, con más precisión, } \Delta E = \Delta mc^2$$

donde ΔE representa un cambio de energía, Δm representa un cambio de masa y c es la velocidad de la luz. De acuerdo con la ecuación de Einstein, una masa definida se transforma siempre en una cantidad definida de energía. La ecuación adquiere mayor trascendencia cuando se comprende que 1.0 gramo de materia —si se convierte totalmente en energía— contiene la energía suficiente para calentar una casa durante 1 000 años.

El razonamiento de Einstein no se corroboró sino hasta 40 años más tarde. Su comprobacióne stremecióa lm undoc onl af uerzad eu nae xplosiónn uclear.

La conservación de la masa se describió en la sección 2.6, y la conservación de la energía, en la sección 2.8. Ahora, como resultado del trabajo de Einstein, es evidente que debemos tratar la materia y la energía juntas, en una ley combinada de conservación de la materia y la energía. En términos sencillos, *podemos afirmar que la suma total de la materia y la energía del universo es constante*.

En las reacciones químicas el cambio de energía es extremadamente pequeño en comparación con el cambio de energía de las reacciones nucleares. En las reacciones químicas, todo cambio de masa es demasiado pequeño para que se pueda detectar. Para todo fin práctico, la masa y la energía se conservan durante las reacciones químicas; no hayu nac onversiónm ensurablee ntre ambas.

Figura 2.12 Albert Einstein (1879-1955) nació en Alemania. No fue un estudiante destacado en la escuela, pero a los 25 años ya era considerado como un físico sobresaliente. Recibió el Premio Nobel de Física en 1921. En 1933, cuando los judíos eran perseguidos en Alemania, Einstein huyó a Estados Unidos y trabajó con otros científicos notables en la Universidad Princeton hasta su muerte.

En una explosión nuclear, menos del 1% de la materia disponible se convierte efectivamente en energía, pero aún así, la energía que se libera es enorme.

Resumen del capítulo

La química es una ciencia que estudia la materia y sus cambios. La materia es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa. La masa depende de la cantidad de materia presente; en cambio, el peso depende de la fuerza gravitatoria. La materia existe en cualquiera de los tres estados físicos, sólido, líquido o gaseoso, de acuerdo con la temperatura. Las propiedades de cada estado se incluyen en la tabla 2.1.

Las sustancias puras son, o bien elementos, con un solo tipo de átomos, o compuestos, con átomos de dos o más clases combinados químicamente. Una mezcla heterogénea no es uniforme en toda su extensión. Todas las soluciones son mezclas homogéneas, de composición uniforme. La mayor parte de las aleaciones son soluciones sólidas.

Las propiedades características (propiedades intensivas) de las sustancias incluyen propiedades tanto químicas como físicas.

Durante los cambios físicos y químicos no se crea ni se destruye masa. Esto se conoce como la ley de conservación de la masa.

La energía es la capacidad para realizar trabajo. Un objeto en movimiento tiene energía cinética. La energía potencial (energía almacenada) se relaciona con la posición o la composición química de un objeto. Se libera energía durante los procesos exotérmicos o endergónicos; en cambio, es necesario suministrar energía continuamente a una reacción endotérmica o endergónica. Existen muchas formas de energía, como son la energía calorífica, lumínica, sonora, eléctrica, química y mecánica. La energía se convierte de una forma en

otra, pero no se crea ni se destruye. Este hecho se resume en la ley de conservación de la energía y en la primera ley de la termodinámica.

La ecuación de Einstein describe la relación matemática entre la materia y la energía. En las reacciones nucleares, cantidades extremadamente pequeñas de materia se convierten en cantidades enormes de energía, pero el total de la masa y la energía del universo permanece constante.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Explica la diferencia entre masa y peso. [2.1]
2. Describe tres o más propiedades macroscópicas y una propiedad submicroscópica de cada uno de los estados de la materia. [2.2]
3. Explica la diferencia entre los elementos y los compuestos. [2.3]
4. Explica la diferencia entre sustancias puras y mezclas. [2.4]
5. Clasifica una mezcla específica como homogénea o heterogénea. [2.4]
6. Explica la diferencia entre las propiedades físicas y las propiedades químicas de las sustancias. [2.5]
7. Cita dos ejemplos que ilustren la ley de conservación de la masa. [2.6]
8. Cita dos ejemplos que muestren un aumento de energía potencial, y dos ejemplos que muestren una disminución de la energía potencial. [2.7]
9. Cita dos ejemplos que ilustren la ley de conservación de la energía. [2.8]
10. Describe las implicaciones de la relación entre la masa y la energía. [2.9]

Términos clave

átomo [2.3]
cambio físico [2.5]
cambio químico [2.5]
compuesto [2.3]
condensar [2.2]
congelar [2.2]
difundir [2.2]
ductilidad [2.5]
ecuación de Einstein [2.9]
elemento [2.3]
energía [2.7]
energía cinética [2.7]
energía potencial [2.7]
estados de la materia [2.2]
estados físicos [2.2]
gas [2.2]
hielo [2.2]
inmiscible [2.2]
ley de conservación de la energía [2.8]
ley de conservación de la masa [2.6]
ley de las proporciones definidas [2.3]
leyes científicas [2.6]
líquido [2.2]
maleabilidad [2.5]
masa [2.1]
materia [2.1]
mezcla heterogénea [2.4]
mezcla homogénea [2.4]
miscible [2.2]
peso [2.1]
primera ley de la termodinámica [2.8]
propiedades características [2.5]
propiedades extensivas [2.5]
propiedades físicas [2.5]
propiedades intensivas [2.5]
propiedades químicas [2.5]
química [2.1]
reacción endergónica [2.7]
reacción endotérmica [2.7]
reacción exergónica [2.7]
reacción exotérmica [2.7]
sólido [2.2]
solución [2.4]
sustancia pura [2.3]
trabajo [2.7]
vapor de agua [2.2]
viscosidad [2.2]

Problemas*

Materia[2.1]

2.1 Describe por qué una muestra cualquiera de roca tiene más peso en la Tierra que en la Luna. ¿Cómo es comparativamente la masa de la roca en estos dos ambientes?

2.2 ¿Cómo es comparativamente la masa de tu cuerpo en la Tierra, en el espacio y en la Luna? A veces, los términos masa y peso se utilizan indistintamente. ¿Por qué esi ncorrectoh acerlo?

2.3 De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. luz
b. electricidad
c. bistecd er es
d. chocolate

2.4 De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. aire
b. pintura
c. calor
d. luzs olar

2.5 De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. azúcar
b. latón
c. sonidosm usicales
d. vidrio

2.6 De lo siguiente, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. heliog aseoso
b. agua
c. carbónv egetal
d. rayol áser

**En el apéndice F se dan las respuestas a los problemas impares.*

Estados del am ateria[2.2]

2.7 El vinagre y el agua son (a) miscibles, (b) inmiscibles.

2.8 El aceite vegetal y el agua son (a) miscibles, (b) inmiscibles.

2.9 ¿En qué estado de la materia están las partículas en contacto y fluyen unas sobre otras?

2.10 ¿En qué estado de la materia están las partículas estrechamente empaquetadas, a veces formando redes cristalinas?

2.11 Con base en la tabla 2.6, indica el estado físico del
a. alcohole tílicoa −115°C.
b. cloruro de sodio a 803°C.

2.12 Con base en la tabla 2.6, indica el estado físico del
a. aluminioa 6 42°C.
b. helioa −270°C.

Elementosy compuestos[2.3]

2.13 Compara las propiedades de los elementos hidrógeno y oxígeno con las del compuesto agua, que contiene estos mismose lementos.(Consultal at abla2 .3.)

2.14 Compara las propiedades de los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno con las del azúcar, que es un compuesto que contiene estos mismos elementos. (Consulta la tabla 2.3.)

2.15 Compara las propiedades del amoniaco con las de los elementos que se combinan para formar este compuesto.

2.16 Compara las propiedades de la sal común con las de los elementos que se combinan para formar este compuesto.

2.17 ¿Cómo se llama la unidad más pequeña de un elemento quep oseel asp ropiedadesd ee see lemento?

2.18 ¿Cómo se denomina una sustancia pura que contiene dos o más elementos?

2.19 De lo que sigue, ¿cuáles son sustancias?
a. elementos b. compuestos
c. agua d. luz

2.20 Dos o más elementos se combinan químicamente para formar(eligeu nar espuesta)
a. compuestos b. elementosn uevos

2.21 De acuerdo con la "ley de las proporciones definidas", cada compuesto tiene una proporción _____ específica y un porcentaje en _____ también específico.

2.22 La "ley de las proporciones definidas" se conoce también como la _____.

Sustancias puras y mezclas [2.4]

2.23 ¿Es el alcohol etílico un elemento, un compuesto o una mezcla?(Consultal at abla2 .3.)

2.24 ¿Es el sulfuro de hidrógeno un elemento, un compuesto o una mezcla? (Consulta la tabla 2.3.)

2.25 ¿Ese lb ronceh eterogéneou h omogéneo?¿ Porq ué?

2.26 ¿Es el acero al alto carbono heterogéneo u homogéneo? ¿Por qué?

2.27 Une njuagueb ucale s(eligeu nar espuesta)
a. une lemento
b. unc ompuesto
c. unam ezclah eterogénea
d. unam ezclah omogénea

2.28 La plata de ley es (elige una respuesta) (consulta la tabla 2.4)
a. une lemento
b. unc ompuesto
c. unam ezclah eterogénea
d. unam ezclah omogénea

2.29 La sal común es (elige una respuesta)
a. une lemento
b. unc ompuesto
c. unam ezclah eterogénea
d. unam ezclah omogénea

2.30 El yodo es (elige una respuesta)
a. une lemento
b. un compuesto
c. unam ezclah eterogénea
d. unam ezclah omogénea

2.31 El azufre es (elige una respuesta)
a. une lemento
b. unc ompuesto
c. unam ezclah eterogénea
d. unam ezclah omogénea

2.32 Un tazón de cereal con azúcar y leche es (elige una respuesta)
a. une lemento
b. unc ompuesto
c. unam ezclah eterogénea
d. unam ezclah omogénea

Propiedadesy c ambios físicos y químicos [2.5]

2.33 ¿Cuáles de las siguientes son propiedades físicas, y cuáles propiedades químicas del cobre?
a. Se funde a 1284°C.
b. Su densidad es de 8.96 g/cm^3.
c. Es un buen conductor del calor.
d. Set ornav erdosoc uandos ee xponea lc loro.
e. Esm aleable.

2.34 ¿Cuáles de las siguientes son propiedades físicas, y cuálesp ropiedadesq uímicasd elv inagre?
a. Esu nl íquidoi ncoloro.
b. Su sabor es agrio.
c. Tieneu na romai ntenso.
d. Reaccionac onl osd epósitosc alcáreosd el osg rifos.
e. Produce dióxido de carbono gaseoso cuando se mezcla con soda para hornear.

2.35 Clasifica los hechos o actos siguientes como cambios químicoso f ísicos.

a. prenderu ne ncendedord eb utano
b. lae xpansiónd ela guaa lc ongelarse
c. lae vaporaciónd ea lcohol
d. ele nmohecimientod eu nc lavod eh ierro

2.36 Clasifica los hechos o actos siguientes como cambios químicoso f ísicos.
a. ele mpañamientod el ap lata
b. afilaru nl ápiz
c. lad igestiónd eu nab arrad ec aramelo
d. laf usiónd el as oldadura

2.37 Clasifica los hechos siguientes como propiedades químicaso f ísicas.
a. El líquido para encender carbón se evapora con facilidad.
b. Se puede quemar alcohol en un motor.
c. Ela luminiom etálicor eaccionac onl osá cidos.
d. La sal se disuelve en el agua.

2.38 Clasifica los hechos siguientes como propiedades químicaso f ísicas.
a. Ell íquidop arae ncenderc arbóne si nflamable.
b. Ela lcohols ee vaporac onr apidez.
c. La plata es buena conductora del calor y de la electricidad.
d. El magnesio metálico reacciona con el ácido sulfúrico, conp roducciónd eh idrógenog aseoso.

2.39 Describe varias propiedades físicas y químicas de una vela. Describe los cambios físicos o químicos que ocurren cuando una vela arde.

2.40 Describe varias propiedades físicas y químicas de un clavo de hierro. Describe los cambios físicos o químicos que ocurren cuando el clavo se enmohece.

Ley de conservación de la masa [2.6]

2.41 Explica cómo es que la herrumbre puede tener más masa que el hierro puro.

2.42 El azufre arde en oxígeno con producción de dióxido de azufre. Explica cómo es la masa del dióxido de azufre producido en comparación con la del azufre original.

2.43 Se consume totalmente un tanque lleno de gasolina de tu automóvil ¿Qué ocurrió con toda esta masa? ¿Se violó la ley de conservación de la masa?

2.44 Cuando se calienta piedra caliza en un horno, el material que queda después de calentar tiene menos masa quel ap iedrac alizao riginal.E xplical oq ueo currió.

Energíay c ambio químico[2.7]

2.45 ¿En qué punto tiene más energía potencial un carro de montaña rusa, cuando comienza a ascender por la primera pendiente, o cuando alcanza la cima de ella?

2.46 ¿Qué tiene más energía potencial: un clavadista en el trampolín de 1 m, o el mismo clavadista en la plataforma de 10 m?

2.47 ¿Cuáles de los cambios siguientes son exotérmicos, y cuáless one ndotérmicos?
a. unp etardoc uandos ee nciende
b. una vela que arde
c. fundir la cera en torno a la mecha de una vela
d. unap lantaq uee laboraa zúcarp orf otosíntesis
e. elm etabolismod ela zúcard eu nc aramelo

2.48 ¿Cuáles de los cambios siguientes son exotérmicos, y cuáless one ndotérmicos?
a. digerira limentos
b. fundirh ielo
c. una corriente eléctrica descompone cloruro de sodio (salc omún)
d. quemarg asn atural
e. lae xplosiónd eu nab ombao rdinaria(non uclear)

2.49 Durante el metabolismo del azúcar y de otros alimentos
a. sea bsorbee nergía
b. sel iberae nergía
c. se crea energía
d. sed estruyee nergía

2.50 Durantel af otosíntesise nl ap lantas
a. sea bsorbee nergía
b. sel iberae nergía
c. se crea energía
d. sed estruyee nergía

Ley de conservación de la energía [2.8]

2.51 Redacta un enunciado conciso que resuma la ley de conservación de la energía y la primera ley de la termodinámica.

2.52 ¿Qué es una ley científica?

2.53 Explica cómo puede ser cierto el enunciado siguiente. Se libera energía al quemar madera, pero no se crea ni se destruyee nergía.

2.54 Explica cómo puede ser cierto el enunciado siguiente. Se absorbe energía durante la evaporación del agua, pero no se crea ni se destruye energía.

2.55 Explica cómo es posible que se absorba o incorpore energía durante la fotosíntesis, y que al mismo tiempo lae nergías ec onserve.

2.56 Explica cómo es posible que se libere energía cuando se quema un combustible, y que al mismo tiempo la energías ec onserve.

Conversiónd e materiae ne nergía[2.9]

2.57 Escribe de nuevo la ecuación de Einstein despejando m, y describe cuál es la relación entre la magnitud de m y la energía. (Recuerda que c representa la velocidad de la luz.)

2.58 Pese a que la ecuación de Einstein muestra que los cambios de energía y de masa están relacionados entre sí, ¿por qué no parece que se pierda masa durante una reacción química en la que se libera energía?

Estudiantes en
acción

Cambios y propiedades físicas y químicas

Realiza los siguientes experimentos y responde las preguntas.
Recuerda respetar las reglas de seguridad en el laboratorio.

Materiales y reactivos

- 2 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 matraz bola
- 1 mechero Bunsen
- 1 espátula
- Vidrio de reloj
- Cápsula de porcelana o mortero
- 1 tubo de ensayo
- 1 alfiler
- Pinzas de laboratorio
- Agitador magnético
- Parrilla
- Termómetro calibrado
- Tubo en "U"
- Alambre de cobre
- 1 pila de 9 volts
- Naftalina
- Arena
- Hielo picado
- Yodo
- Zinc o alumino en polvo
- Sulfato de cobre(II) pentahidratado
- Agua destilada
- Solución de yoduro de potasio (KI) al 0.1 M
- Solución de almidón al 1%
- Indicador de fenoftaleína al 1%

Experimento A

1. En el vaso de precipitados, agrega 0.5 g de naftalina y 0.5 g de arena.
2. En el matraz bola, vierte el hielo picado y colócalo sobre la boca del vaso de precipitados, como se indica en el esquema.
3. Calienta con el mechero Bunsen y observa los vapores de naftalina.
4. Terminada la reacción, toma la espátula, retira los cristales de naftalina y colócalos en un vidrio de reloj. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento B

1. En la cápsula de porcelana o mortero, agrega 2 g de yodo, y con ayuda del pistilo, tritúralo lo más fino posible; adiciona 2 g de zinc (o aluminio en polvo) e incorpora 3 o 4 gotas de agua. Observa. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento C

1. En el tubo de ensayo, coloca 0.1 g de sulfato de cobre(II) pentahidratado ($CuSO_4.5H_2O$)y 3 mL de agua, agita golpeando la parte inferior del tubo. Observa.¿Se trata de una propiedad física o química? ¿Ocurrió un cambio físico o químico? Explica por qué.

2. Deposita el alfiler en el tubo de ensayo anterior y espera 10 minutos. Con ayuda de unas pinzas, saca el alfiler de la solución y observa. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento D

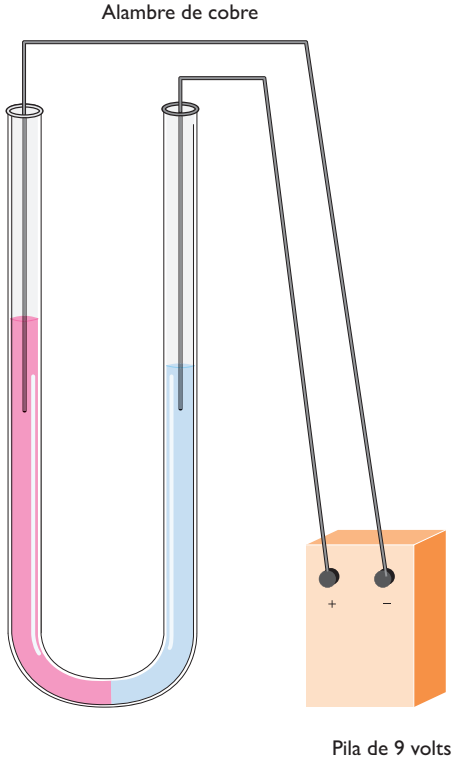
1. En un vaso de precipitados, vierte 20 mL de agua destilada y coloca un agitador magnético. Mueve el botón "stir" en el número 2 o 3, para que empiece a girar el agitador. Calienta el agua sobre una parrilla en el número 3 y cuando esté en franca ebullición (burbujeo constante), determina su punto de ebullición con ayuda de un termómetro calibrado. Registra la temperatura de ebullición. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento E

1. En un tubo en "U", coloca suficiente solución de yoduro de potasio (KI) al 0.1 M, sin llenar hasta el tope, como se muestra en la figura.
2. En un extremo del tubo, agrega dos gotas de solución al 1% de almidón; en el otro extremo, coloca una gota de indicador de fenoftaleína, también al 1%.
3. Une dos alambres de cobre a una pila de 9 volts (en cada uno de los polos) e introdúcelos en la boca de cada tubo. Espera unos segundos y observa. La reacción que ocurre es la siguiente:

$$2\ KI(ac) \xrightarrow[2\ H_2O]{\text{electricidad}} 2\ KOH(ac) + I_2\uparrow(g) + H_2\uparrow(g)$$

¿Se trata de una propiedad física o química? ¿Ocurrió un cambio físico o químico? Explica por qué.



capítulo

3

Mediciones fundamentales

CONTENIDO

3.1 Unidades métricas y SI

3.2 Medición métrica de la longitud y aproximaciones

3.3 Factores de conversión y análisis dimensional

3.4 Medición métrica del volumen y conversiones

3.5 Medición métrica de la masa y conversiones

3.6 Conversión entre unidades métricas y anglosajonas

3.7 La incertidumbre en las mediciones

3.8 Cifras significativas

3.9 Notación científica

3.10 Densidad y densidad relativa

3.11 Medición de la temperatura

3.12 Temperatura y energía calorífica

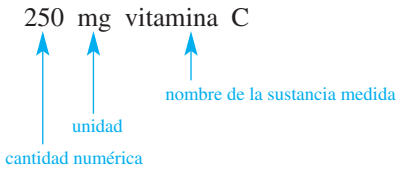
Adivinanza métrica
Si en metros mides la longitud
y en litros el volumen,
¿a qué temperatura en grados
se congela el agua?

–Ralph Burns

Los químicos, ingenieros, profesionales de la medicina y personas de todos los campos relacionados con la ciencia deben tomar decisiones con base en datos científicos. Esto significa hacer y utilizar mediciones de longitud, volumen, masa y temperatura. Entender cómo se registran las mediciones y cómo se trabaja con ellas es fundamental para el éxito en todos los campos relacionados con la ciencia.

Un valor medido se compone de tres partes: la **cantidad numérica**, la **unidad** y el **nombre de la sustancia**, todas las cuales deben incluirse siempre que se registran datos. Por ejemplo, considera una tableta de vitamina (Fig. 3.1) con la cantidad siguiente:

Figura 3.1 Los marbetes suelen mostrar la medida numérica, la unidad y el nombre de la sustancia medida.



Siempre que una de estas tres partes de una cantidad medida falta o es errónea, se ponen en riesgo los cálculos precisos y la interpretación de los resultados. El origen de los errores en análisis clínicos, ingeniería, operaciones industriales, investigación científica y exploraciones espaciales suele hallarse en errores de medición o de interpretación de las mediciones. Ejemplos de ello son los casos lamentables como el del paciente que falleció cuando se le administraron 7.5 mililitros (mL) de un medicamento en vez de los 7.5 miligramos (mg) que se le prescribieron, o el de un avión que se estrelló porque el combustible fue medido en litros, pero se supuso que se trataba de galones.

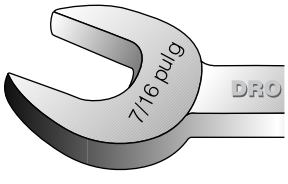
En el mundo se han utilizado mucho sistemas de medición. El conocido sistema anglosajón de pies, cuartos y libras se está eliminando lenta pero irremisiblemente en Estados Unidos, que es uno de las últimos países en dejar de utilizarlo. ▮ Una norma de febrero de 1994 de la Comisión Federal de Comercio de Estados Unidos exige que todo empaquep arae lc onsumidori ncluyam edicionesm étricas.

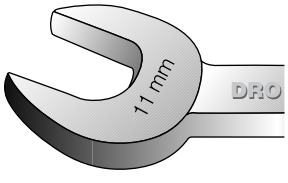
3.1 Unidades métricas y SI

▮ Estados Unidos es el único país grande que no ha adoptado totalmente las unidades métricas o SI.

Los científicos de todo el mundo utilizan desde hace mucho tiempo el **sistema métrico**, que fue adoptado en Francia en la década de 1790 a 1800. Hoy en día, casi todos los países del mundo utilizan un sistema métrico actualizado, denominado **Sistema Internacional**, o **SI** (del francés *Système International*). El Congreso de Estados Unidos otorgó su respaldo a este sistema en 1866, y en 1975 el Congreso aprobó la Ley de Conversión Métrica, que creó un Consejo Métrico Estadounidense encargado de informar acerca del avance en el cambio voluntario al sistema. Este cambio ha sido lento, pero hoy día resulta evidente para cualquier consumidor (Fig. 3.2). En este libro haremos referenciae ng enerala v aloresm étricoso S I,i ndistintamente.

Figura 3.2 Si necesitas una llave de tuercas del siguiente tamaño más pequeño que una llave de 11 mm, no es difícil: utiliza una llave de 10 mm. Es más fácil trabajar con unidades SI que con unidades anglosajonas. Si tienes una llave de $\frac{7}{16}$ de pulgada, la siguiente más pequeña (en intervalos de $\frac{1}{16}$ de pulgada) se identifica como de $\frac{6}{16}$ de pulgada, no $\frac{3}{8}$ de pulgada.





Muchos productos de consumo muestran unidades tanto métricas como anglosajonas (Fig. 3.3), pero algunos productos sólo están disponibles en cantidades métricas estándar. Por ejemplo, algunas bebidas gaseosas se envasan en botellas de 500 mililitros (mL), 1 litro (L) y 2 L, y ciertas bebidas alcohólicas sólo están disponibles en envases de 750 mL, 1 L y 1.5 L.

El sistema métrico (SI) se basa en el sistema decimal. A diferencia de las fracciones, las cantidades métricas se suman o restan rápidamente, del mismo modo que lo haces con tu dinero. Para hacer conversiones entre unidades SI grandes y pequeñas es necesario dividir o multiplicar por factores de 10, 100 y 1000. Esto es más sencillo que dividir o multiplicar por un valor fraccionario, como suele ser el caso de las conversiones dentro del sistema anglosajón. Por ejemplo, en el sistema anglosajón 1 barril (bbl) equivale a 4.08 pies cúbicos (pie^3) de medida seca o 31.5 galones (gal) en el caso de la mayor parte de los líquidos; sin embargo, cuando se trata de productos de petróleo 1 barril representa 42.0 gal. Para aumentar la confusión, un cuarto imperial equivale a 1.2009 cuartos estadounidenses de medida líquida o 1.0320 cuartos estadounidenses de medida seca. Existen tres millas de diferente longitud (terrestre, náutica y métrica), dos onzas de diferente tamaño y cuatro toneladas distintas. Tantas unidades no uniformes provocan confusiones innecesarias. El sistema métrico ayuda a eliminar estos problemas.

En el SI, la unidad básica de longitud es el **metro** (m), que equivale aproximadamente a un paso largo y es una distancia un poco mayor que una yarda. La unidad SI básica de masa se define como el **kilogramo** (kg), una cantidad algo mayor que 2 libras. La tabla 3.1 muestra algunas unidades SI básicas importantes. Las demás unidades de medición se deducen de estas unidades básicas.

Figura 3.3 Hoy en día se utilizan unidades métricas en todo tipo de productos para medidas de volumen, longitud y masa.

Para expresar cantidades mayores o menores que las unidades básicas, se utilizan prefijos. La tabla 3.2 contiene una lista de prefijos con sus equivalentes decimales y exponenciales y sus símbolos. Como se muestra en la tabla, un prefijo modifica el tamaño de una unidad en múltiplos de 10. Por ejemplo, el prefijo *mili-* significa 1/1000 o 0.001 veces la unidad básica. Así pues, un miligramo (mg) es igual a 1/1000 de gramo o 0.001 gramos. Esto, en forma de ecuación matemática, es

Conexión con el aprendizaje
Apréndete los prefijos comunes identificados en la tabla 3.2.

$$1 \text{ mg} = 0.001 \text{ g}$$

Sim ultiplicamosa mbosl adosd el ae cuaciónp or1 000o btenemosl ai gualdad

$$1000 \text{ mg} = 1 \text{ g}$$

El ejemplo y el ejercicio siguientes ilustran el uso de los prefijos.

Tabla 3.1 Algunas unidades SI fundamentales

Cantidad	Nombre de la unidad SI	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Temperatura	Kelvin	K
Tiempo	Segundo	s
Cantidad de sustancia	Mol	mol

Tabla 3.2 Prefijos métricos y sus equivalentes*

Prefijo	Símbolo	Equivalente decimal	Equivalente exponencial
Tera-	T	1 000 000 000 000	10^{12}
Giga-	G	1 000 000 000	10^{9}
Mega-	M	1 000 000	10^{6}
Kilo	k	1,000	10^{3}
Hecto-	h	100	10^{2}
Deca-	da	10	10^{1}
		1	10^{0}
Deci	d	0.1	10^{-1}
Centi-	c	0.01	10^{-2}
Mili-	m	0.001	10^{-3}
Micro-	μ†	0.000 001	10^{-6}
Nano-	n	0.000 000 001	10^{-9}
Pico-	p	0.000 000 000 001	10^{-12}
Femto-	f	0.000 000 000 000 001	10^{-15}
Atto-	a	0.000 000 000 000 000 001	10^{-18}

*Las unidades de uso más común se muestran en azul.

†El símbolo de micro es la letra griega m (se pronuncia "mu"). En ocasiones micro se simboliza como mc, de modo que una muestra de 2 microgramos se podría escribir como 2 mcg.

Diviértete un poco

10^{6} fonos = 1 megáfono

10^{-6} fonos = 1 micrófono

10^{-2} mentales = 1 centimental

10^{1} dentes = 1 decadente

EJEMPLO 3.1 Prefijos métricos

Utiliza lat abla3 .2,s ie sn ecesario,p arar esponderl os iguiente.

(a) Kilo- equivale al número _____ ; por tanto, 2.000 kg = _____ g.

(b) Centi- tiene un equivalente decimal de _____ ; por tanto, 4.000 cm = _____ m.

(c) Mega- equivale a _____ ; por tanto, 1.6 MW (megawatts) = _____ W.

SOLUCIÓN

(a) Kilo-r epresenta 1000, por tanto, 2.000 kg = 2.000 × 1000 g = 2000 g

(b) Centi-r epresenta 0.01, por tanto, 4.000 cm = 4.000 × 0.01 m = 0.04 m

(c) Mega-r epresenta 1 millón, por tanto, 1.6 MW = 1.6m illones de watts.

EJERCICIO 3.1

Véanse los problemas 3.1-3.4.

Expresal os iguientee np alabrasy e ns ímbolos.

(a) 3×10^{-9} segundos

(b) 10×10^{3} metros

(c) 2×10^{9} bytesd em emoriad ec omputadora

3.2 Medición métrica de la longitud y aproximaciones

La unidad SI básica de longitud es el metro. Originalmente, el metro se definió como un diezmillonésimo de la distancia del Polo Norte al ecuador. En 1875 se definió de nuevo como la distancia entre dos líneas marcadas sobre cierta barra de platino e iridio (resis-

Tabla 3.3 Unidades métricas de longitud comunes

Unidad	Abreviatura	Equivalente en metros	Equivalente exponencial
Kilómetro	km	1000 m	1×10^{3} m
Metro	m	1 m	1×10^{0} m
Decímetro	dm	0.1 m	1×10^{-1} m
Centímetro	cm	0.01 m	1×10^{-2} m
Milímetro	mm	0.001 m	1×10^{-3} m
Micrómetro	μm	0.000 001 m	1×10^{-6} m
Nanómetro	nm	0.000 000 001 m	1×10^{-9} m

tente a la corrosión) que se conservaba en Francia. En la actualidad, el metro se define con más precisión como 1 650 763.73 veces la longitud de onda de cierta luz roja anaranjadaq uee mitee le lementoc riptóne nc ondicionese específicas.

La tabla 3.3 presenta las unidades métricas de longitud más comunes. Debes aprender a escribir longitudes empleando las unidades de la columna de la izquierda y también en metros como se muestra en la columna central. Los valores exponenciales equivalentes que se muestran en la tabla se estudiarán más adelante en este mismo capítulo.

Además de conocer el significado de las diversas longitudes métricas y de los prefijos, también es importante poder hacer aproximaciones de longitudes métricas. La Fig. 3.4 ofrece una guía para hacerlas.

Al trabajar con unidades métricas, aprende a hacer una aproximación (una conjetura con bases) acerca del tamaño de un objeto.

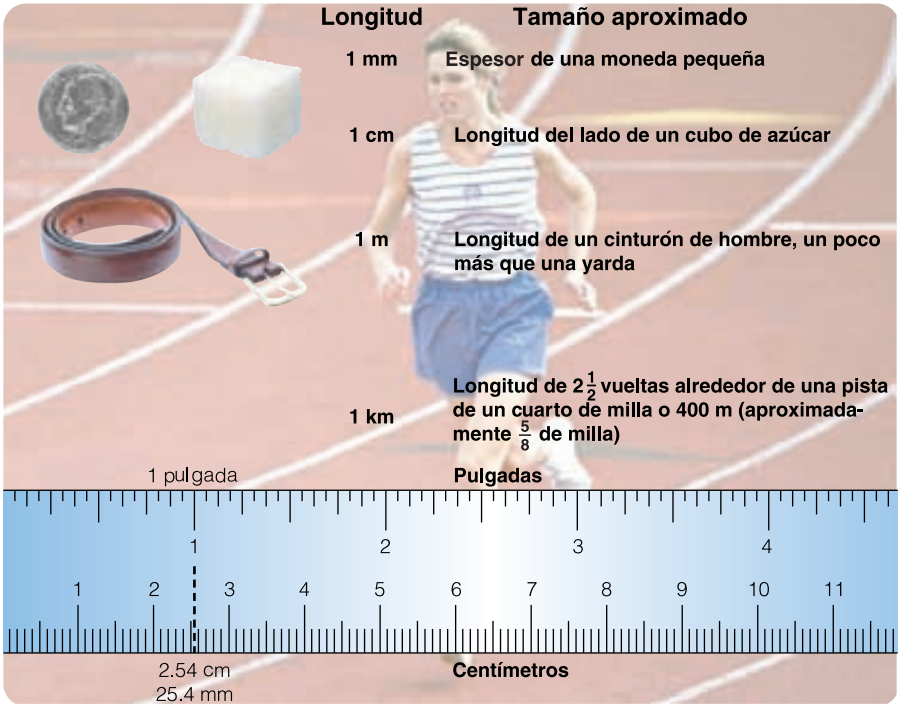


Figura 3.4 Longitudes métricas aproximadas.

EJEMPLO 3.2 Aproximaciones de longitudes métricas

Con base en las aproximaciones de la Fig. 3.4, elige la mejor respuesta en cada caso.

(a) Unam onedap equeñat ieneu nd iámetroa proximadod e
(1) 2 mm **(2)** 0.2 cm **(3)** 2 cm **(4)** 20 dm

(b) La distancia a lo ancho de un clip es de aproximadamente
(1) 80 mm **(2)** 8 mm **(3)** 8 cm **(4)** 0.08 cm

(c) Lae staturad eu na dultop uedes erd ea proximadamente
(1) 1.7 km **(2)** 1.7 mm **(3)** 1.7 cm **(4)** 1.7 m

(d) Ele spesord eu nam arcag ruesad el ápize sd ea proximadamente
(1) 1 mm **(2)** 0.01 cm **(3)** 10 mm **(4)** 0.01 m

SOLUCIÓN

(a) Unam onedap equeñam idea proximadamente 2 cm,r espuesta(3).
(b) La distancia a lo ancho de un clip es de aproximadamente 8 mm,r espuesta(2).
(c) Una estatura de 5 pies 7 pulgadas equivale aproximadamente a 1.7 m, respuesta (4).
(d) Unam arcad el ápizm idea proximadamente 1 mm,r espuesta(1).

EJERCICIO 3.2

Véanse los problemas 3.5-3.6.

Eligel am ejorr espuestae nc adac aso.

(a) Unat abletad ea spirinat ieneu nd iámetroa proximadod e
(1) 1 mm **(2)** 2 mm **(3)** 1 ɑm **(4)** 2 cm

(b) Elb ordem ásl argod eu nat arjetad ec réditom idea proximadamente
(1) 8.5 mm **(2)** 8.5 ɑm **(3)** 8.5 dm **(4)** 0.85 cm

Además de hacer aproximaciones con valores métricos, es indispensable que aprendas a convertir cualquier cantidad métrica en cualquier otra cantidad métrica equivalente, por ejemplo, centímetros en milímetros o milímetros en centímetros o metros. La mejor manera de aprender a hacerlo se describe en la siguiente sección. Quizá te sientas tentado a tomar un atajo, pero en tanto no domines el procedimiento, los atajos pueden conducir a respuestas incorrectas. ▮

▮ Conexión con el aprendizaje
Los atajos ofrecen rutas fáciles hacia irespuestas erróneas!
—Ralph Burns.

3.3 Factores de conversión y análisis dimensional

Hay una estrategia de uso muy extendido para resolver problemas y que se conoce como **análisis dimensional** o **método de factores de conversión**; consiste en la multiplicación de la cantidad dada o conocida (¡y de sus unidades!) por uno o más factores de conversión para obtener la respuesta en las unidades deseadas.

Cantidad conocida y unidad(es) × Factor(es) de conversión = Cantidad en las unidades deseadas

Un *factor de conversión* es un cociente de dos cantidades equivalentes expresadas en unidades diferentes. Toda igualdad matemática se puede escribir como un factor de conversión. Am anerad ee jemplo,u saremosu nai gualdadc onocida.

$$1\ \text{h} = 60\ \text{min} \qquad (1)$$

Podemosd ividira mbosl adose ntre6 0m inp arao btener

$$\frac{1\text{ h}}{60\text{ min}} = 1 \qquad (2)$$

op odemosi nvertirl af racciónp arao btenere lr ecíproco

$$\frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} = 1 \qquad (3)$$

lo que da dos fracciones equivalentes e iguales al número 1. De las ecuaciones (2) y (3) seo btienenl osd osf actoresd ec onversións iguientes.

$$\frac{1\text{ h}}{60\text{ min}} \quad (4) \quad \text{y} \quad \frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} \quad (5)$$

Para convertir horas en minutos podemos elegir una de las fracciones como factor de conversión. ¿Cuál nos conviene utilizar? ¡Elige el factor de conversión que te permita cancelar la unidad no deseada! Cuando un tiempo en *horas* se va a convertir en minutos, se debe utilizar el factor de conversión (5) para que aparezca la misma unidad, *horas*, tanto en el numerador como en el denominador.

$$\text{Tiempo en horas} \times \frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} = \text{Respuesta en minutos}$$

Por ejemplo, podemos convertir 6.25 horas en minutos como se muestra aquí.

Parted el ac antidad conocida

Multiplicap ore lf actord e conversióna propiado

$$6.25\text{ h} \times \frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} = 375\text{ min}$$

Para convertir en horas un tiempo dado en *minutos*, se debe utilizar el factor de conversión (4) para que la respuesta esté en horas, conforme a lo deseado.

Conexión con el aprendizaje
Toda cantidad dividida entre una cantidad equivalente es igual al número 1. Asimismo, cuando decimos 60 minutos por hora, podemos escribirlo como 60 min/h o $\frac{60\text{ min}}{1\text{ h}}$

Aviso: Es posible obtener ciertos factores de conversión de la información que se da en problemas o en tablas, pero debes conocer los factores de conversión más comunes.

EJEMPLO 3.3 Uso de factores de conversión

285 min = _____ h

SOLUCIÓN

Inicia siempre de la cantidad conocida, que en este caso es 285 min. A continuación, sigue un plan basado en factores de conversión tales que las unidades no deseadas se cancelen parao btenerl asu nidadesd eseadas:h oras.E stos ep uedeh acere nu ns olop aso.

Plan: minutos → horas

$$285\text{ min} \times \frac{1\text{ h}}{60\text{ min}} = 4.75\text{ h}$$

EJERCICIO 3.3

(a) 84 h = _____ días
(b) 4.25 días = _____ h

La utilidad del método de análisis dimensional es aún mayor cuando se necesitan varios factores de conversión para resolver un problema, como se muestra en el ejemplo 3.4.

EJEMPLO 3.4 Uso de varios factores de conversión

2160 min = _____ días

SOLUCIÓN

Inicia con la cantidad conocida, 2160 min, y sigue un plan basado en factores de conversiónp arao btenerh orasy l uegod ías.

Plan:m inutos → horas → días

$$2160 \text{ min} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} = 1.50 \text{ días}$$

EJERCICIO 3.4

(a) 2.5 días = _____ min **(b)** 2 h, 15 min = _____s egundos

EJEMPLO 3.5 Uso de factores de conversión complejos

Si tu corazón late a razón de 72 veces por minuto, ¿cuántas veces late en un año?

SOLUCIÓN

Parte de la cantidad conocida que es necesario convertir, y elabora una serie planificada dec onversionesq uec onduzcaa l asu nidadesd eseadas.

Plan:l atidos/min × seried ef actoresd ec onversión → latidos/año

Laso trasc onversionesq uen ecesitarásl asc onocesd em emoria.

60 min/h

24 h/día

365 días/año

Puesto que se conocen los latidos/min y se desean latidos/año, la clave para resolver el problema es convertir minutos en años. El plan es ahora

Latidos/min → latidos/h → latidos/día → latidos/año

Parte de la cantidad conocida, 72 latidos/min, y utiliza factores de conversión que te permitan cancelar las unidades no deseadas para obtener la respuesta que buscas en latidos por año

$$\frac{72 \text{ latidos}}{60 \text{ min}} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \times \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} = \frac{365 \text{ días}}{1 \text{ año}} = \frac{37\,843\,200 \text{ latidos}}{1 \text{ año}}$$

EJERCICIO 3.5

Si un grifo gotea a razón de 12 gotas por minuto, ¿cuántos mililitros se podrían recoger en un día, si un mililitro es igual a 18 gotas?

Apliquemos ahora el mismo método con unidades métricas. Para convertir una longitude nc entímetrosa m etros,e laborap rimerou np land ec onversión

Centímetros → metros

y busca la igualdad métrica idónea para formular un factor de conversión. Por ejemplo, 1 m = 100c m(exactamente);p ort anto,p odemose scribird osf actores dec onversión.

$$\frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}} \quad \text{y} \quad \frac{100\text{ cm}}{1\text{ cm}}$$

La tabla 3.4 contiene más ejemplos de factores de conversión comunes para longitudes métricas. Consulta esta tabla para analizar los ejemplos que siguen, y luego resuelve los problemasa finesq ues ei ncluyena lf inald ee stec apítulo.

Tabla 3.4 Algunos factores de conversión para longitudes métricas

Dado: 1 m = 100 cm

Factores de conversión:

$$\frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}} \quad \text{o} \quad \frac{100\text{ m}}{1\text{ m}}$$

Dado: 1 m = 1000 mm

Factores de conversión:

$$\frac{1\text{ m}}{1000\text{ cm}} \quad \text{o} \quad \frac{1000\text{ mm}}{1\text{ m}}$$

De lo anterior:

1 m = 100 cm = 1000 mm

por tanto 1 cm = 10 mm

Factores de conversión:

$$\frac{1\text{ cm}}{1000\text{ mm}} \quad \text{o} \quad \frac{10\text{ mm}}{1\text{ cm}}$$

EJEMPLO 3.6 Conversiones de longitudes métricas

Un pequeño tornillo tiene 2.3 cm de longitud. ¿Cuál es su longitud en milímetros?

SOLUCIÓN

Escribe lac antidadc onocida.

2.3 cm

Elabora un plan con base en factores de conversión para obtener las unidades deseadas.

Plan: cm → mm

Utiliza el factor o factores de conversión apropiados para eliminar los centímetros, que esl au nidadp orc onvertir,y o btenerl ar espuestad eseadae nm ilímetros.

$$\frac{1\text{ cm}}{10\text{ mm}} \quad \text{o} \quad \frac{10\text{ mm}}{1\text{ cm}}$$

Multiplica la cantidad original por el factor de conversión apropiado para eliminar los centímetros, la unidad por ser convertida, y da la respuesta deseada en milímetros.

$$2.3\ \text{cm} \times \frac{10\text{ mm}}{1\ \text{cm}} = 23\text{ mm}$$

EJERCICIO 3.6

(a) 0.000273 km = _____ cm

(b) 2 640 000 mm = _____ km

Véanse los problemas 3.7-3.14.

3.4 Medición métrica del volumen y conversiones

El volumen de una caja se obtiene multiplicando la longitud (l) por la anchura (a) y por laa ltura(h) de la caja.

$$\text{Volumend eu ns ólidor ectangular} = l \times a \times h$$

Si la caja es un cubo con lados de 10 cm cada uno (véase la Fig. 3.5), el volumen es de 1000 cm^3, o 1 dm^3,c omol oi ndicanl osc álculoss iguientes:

$$\text{Volumen} = 10\text{ cm} \times 10\text{ cm} \times 10\text{ cm} = 1000\text{ cm}^3$$
$$1\text{ dm} \times 1\text{ dm} \times 1\text{ dm} = 1\text{ dm}^3$$

El volumen 1000 cm^3 se lee como 1000 centímetros cúbicos. Se suele abreviar como 1000 cc en aplicaciones médicas. Debido a que las unidades de volumen se derivan de medicionesl ineales,s ed iceq ues onu nidades *derivadas*.

Los volúmenes de sólidos, líquidos o gases se miden en centímetros cúbicos o metros cúbicos. Una unidad de volumen conveniente para líquidos es el **litro**, que es un volumen idéntico a 1000 cm^3. El litro es un poco mayor que un cuarto. Las botellas de plástico de bebidas gaseosas de dos litros, un poco más grandes que las de dos cuartos, son recipientes

Conexión con el aprendizaje
Advierte que las ***unidades*** también están elevadas al cubo:
cm × cm × cm = cm^3 o
dm × dm × dm = dm^3.

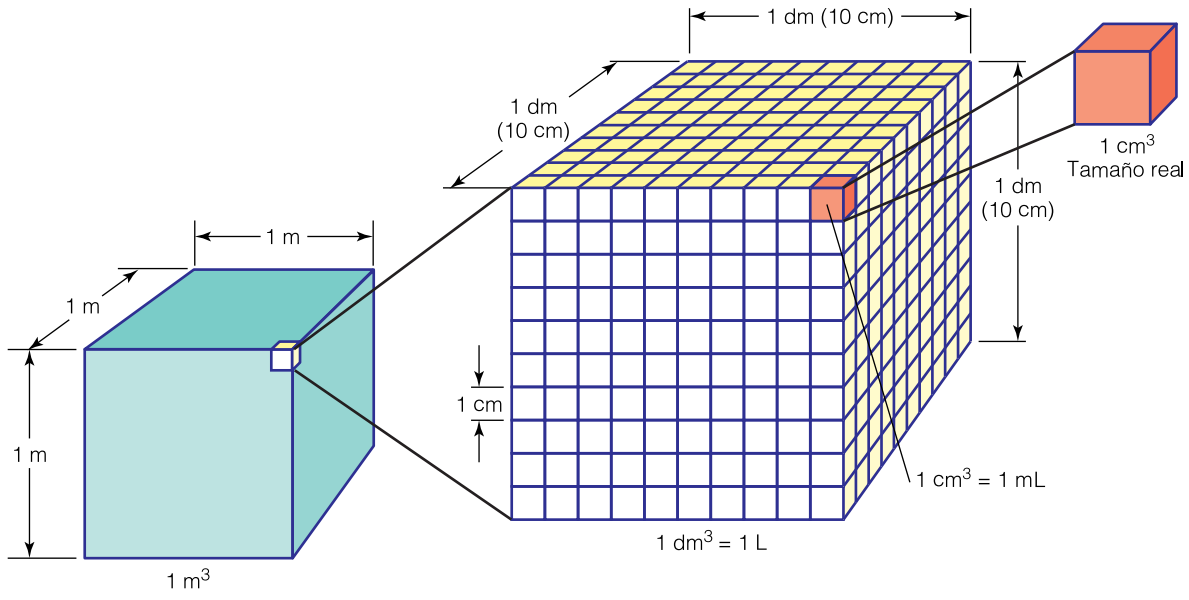


Figura 3.5 El volumen de un decímetro cúbico (ilustrado en el centro) es igual al de 1000 cm^3; 1.00 cm^3 es igual a 1.00 mL. Asimismo, 1000 mL equivalen a 1 L.

métricos comunes. Para evitar confusiones entre el número 1 y la letra l minúscula, se usa la L mayúscula como símbolo del litro.

La unidad de volumen equivalente a un milésimo de litro es el **mililitro**. Como se muestra en la Fig. 3.5, un mililitro equivale en volumen a un centímetro cúbico. Es una cantidad pequeña, aproximadamente del tamaño de un cubo de azúcar o de 15 a 20 gotas de agua. El símbolo del mililitro es mL (advierte la L mayúscula). Los volúmenes pequeños se miden por lo general en mililitros, en tanto que los grandes se miden habitualmente en litros, pero la comodidad radica en el hecho de que uno puede convertir una cifra en mililitros a litros con sólo dividirla entre 1000. ¡Esto es mucho más rápido que convertir cucharaditas a cuartos! Un **microlitro** (μL) es mucho más pequeño: es un millonésimod el itro.

Loss iguientess onl osv olúmenesm étricose quivalentesf undamentales.

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3$$

port anto,

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

asimismo,

$$1 \text{ mL} = 1000 \ \mu\text{L}$$

Se acostumbrau tilizarl asu nidadesd ev olumens iguientesp aras ólidosy l íquidos.

Volúmenes de sólidos	Volúmenes de líquidos
Metro^3 (m^3)	Litro (L)
Centímetro^3 (cm^3)	Mililitro (mL), también cm^3 o cc
	Microlitro (μL)

Volumen	Tamaño aproximado
1 mL	20 gotas de un gotero medicinal
5 mL	1 cucharadita
250 mL	1 taza
1 L	Un poco más de un cuarto

Figura 3.6 Volúmenes métricos aproximados.

En la Fig. 3.6 se muestran algunas aproximaciones convenientes de volúmenes métricos. En la Fig. 3.7 se muestra equipo de laboratorio para la medición exacta de volúmenesd el íquidos.

EJEMPLO 3.7 Aproximaciones de volúmenes métricos

Con base en las aproximaciones que se presentan en esta sección, elige la respuesta más apropiadap arac adau nod el osv olúmeness iguientes.

(a) Elv olumend eu ng oterom edicinalt ípicoe sd ea proximadamente
(1) 0.01 c **(2)** 1 mL **(3)** 100 c **(4)** 0.08 L

(b) Unv asop equeñod ej ugod en aranjac ontienea proximadamente
(1) 2.0 L **(2)** 2.0 c **(3)** 200 mL **(4)** 0.02 L

SOLUCIÓN

(a) Ung oterom edicinalc ontienea lrededord e2 0g otaso 1 mL,r espuesta(2).

(b) Un vaso pequeño de jugo de naranja contiene aproximadamente 200 mL, respuesta (3), un poco más de media lata de bebida gaseosa.

Véanse los problemas 3.15-3.16.

EJERCICIO 3.7

Ung alónd el echee quivalea proximadamentea
(1) 380 c **(2)** 380 cm^3 **(3)** 3.8 dL **(4)** 3.8 L

EJEMPLO 3.8 Conversiones de volúmenes métricos

Conviertel osv olúmenesm étricose xactoss iguientesa l asu nidadesq ues ei ndican.

(a) 150 mL = _____ cc **(b)** 2.4 mL = _____ L

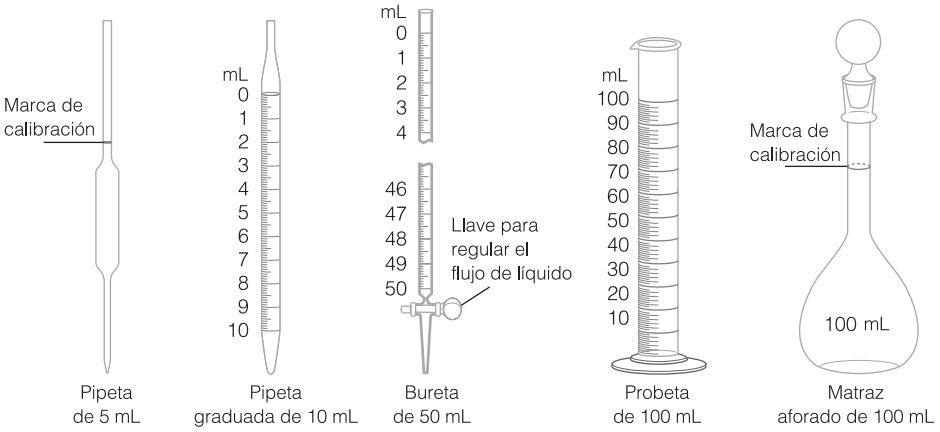


Figura 3.7 Equipo de laboratorio para medir volúmenes de líquidos.

SOLUCIÓN

(a) 150 cc, porque 1 mL equivale a 1 cm^3 o 1 cc

(b) 0.0024 L, porque $2.4\ \text{mL} \times \dfrac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}} = 0.0024\ \text{L}$

EJERCICIO 3.8

(a) ¿A cuánto equivale un volumen de 0.075 L en mililitros?

(b) Unal ecturad eh emoglobinad e1 5.4g /dL = _____ g/cc.

EJEMPLO 3.9 **Conversiones de volúmenes métricos**

En Estados Unidos, la lata de bebida gaseosa ordinaria contiene 355 mL. ¿Cuántas latas de éstas se podrían llenar con el contenido de una botella de 2 L?

SOLUCIÓN

Escribe la cantidad conocida: 2.00 L. A continuación, escribe la igualdad proporcionada por el problema: 1 lata = 355 mL. Además, dado que los volúmenes están en litros y enm ililitros,u tilizaremos1 L = 1000 mL.

Formulau nas eriep lanificadad ec onversionesp aral legara l asu nidadesd eseadas.

Plan: L → mL → latas

$$2.00\ \text{L} \times \frac{1000\ \text{mL}}{1\ \text{L}} \times \frac{1\ \text{lata}}{355\ \text{mL}} = 5.63\ \text{latas}$$ (redondeadoa c entésimas)

EJERCICIO 3.9

¿Qué volumen en litros equivale al volumen de seis latas de bebida de cola, cada una de las cuales contiene 355 mL?

Véanse los problemas 3.17-3.24.

Figura 3.8 Masasm étricas aproximadas.

3.5 Medición métrica de la masa y conversiones

La unidad SI básica de masa es el **kilogramo** (kg), que es igual a 1000 **gramos** (g). El gramo es aproximadamente igual a la masa de cuatro tachuelas y es una unidad conveniente para la mayor parte de las mediciones de laboratorio. La Fig. 3.8 muestra varias aproximaciones de masas métricas. Una masa estándar de un kilogramo, hecha de una aleación de platino e iridio, se guarda en condiciones especialmente reguladas en Francia, pero también se guardan duplicados en otros países. El kilogramo, el gramo, el **miligramo** (mg) y el **microgramo** (μg)s onm asasm étricasc omunes.

1 kg = 1000 g	o	0.001 kg =1 g	
1 g = 1000 mg	o	0.001 g =1 mg	Todas estas cantidades son exactas.
1 mg = 1000 μg	o	0.001 mg =1μg	

El gramo se definió originalmente como la masa de 1.000 cm^3 de agua a 4°C, la temperatura a la que un gramo de agua ocupa el volumen más reducido. Por tanto, 1 L de agua tiene una masa de 1 kg. Aunque el volumen exacto de agua cambia levemente a distintas temperaturas, para fines prácticos 100 g de agua tienen un volumen de 100 mL.

Masa de agua	Volumen
1 g de agua	1 mL
100 g de agua	100 mL
1 kg de agua	1 L

EJEMPLO 3.10 Aproximaciones de masas métricas

Hazl asa proximacionesd em asasm étricass iguientes.

(a) Unat abletad ea spirinat ieneu nam asaa proximadad e
(1) 30 g **(2)** 3 g **(3)** 0.3 g **(4)** 0.03 g

(b) Una taza con 8 oz de café tiene una masa de aproximadamente
(1) 500 g **(2)** 250 g **(3)** 25 g **(4)** 0.50 kg

(c) Dos litros de bebida gaseosa de cola tienen una masa (peso) de aproximadamente
(1) 2 kg **(2)** 1 kg **(3)** 200 g **(4)** 2 g

SOLUCIÓN

(a) Lam asad eu naa spirinae sd ea proximadamente $\frac{1}{3}$ go 0.3 g,r espuesta(3).

(b) La taza de café de 8 oz es la cuarta parte de un cuarto. Un cuarto equivale aproximadamente a un litro (en realidad, a un poco menos de un litro); por tanto, una taza (8 oz) es aproximadamente igual a $\frac{1}{4}$ L (250 mL) y tiene una masa de 250 g, respuesta(2).

(c) Puesto que la masa de 1 L de agua es de 1 kg (1000 g), 2 L de un líquido que es agua en su mayor parte tienen una masa de aproximadamente 2000 g o 2 kg, respuesta(1).

EJERCICIO 3.10

Unaa nimadorad eportivad eb ajae staturap esaa proximadamente
(1) 500 kg **(2)** 100 kg **(3)** 50 kg **(4)** 5 kg

Si dos masas son iguales, la Tierra ejercerá sobre ambas la misma atracción gravitatoria (Fig. 3.9). Las balanzas más antiguas que se utilizaron para comparar masas iguales consistían principalmente en una barra equilibrada en el centro con un cesto colgado en cada extremo. El objeto por pesar se colocaba en uno de los cestos, y se ponían piedras como pesos en el otro hasta equilibrar la barra. Los antiguos egipcios ya utilizaban balanzas de este tipo alrededor de 5000 a.C. para pesar polvo de oro y productos comerciales.

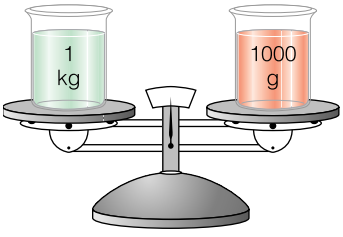


Figura 3.9 Balanzas encilla.

Figura 3.10 Balanzas de laboratorio. (a) Balanza clásica de doble platillo. (b) Las balanzas de platillo elevado (granatarias) determinan masas con una aproximación de 0.01 g o 0.001 g. (c) Las balanzas analíticas electrónicas de un solo platillo determinan masas con una aproximación de 0.0001 g.

(a)

(b)

(c)

Conexiones con el aprendizaje
0.1 mg = 0.0001 g. Esto equivale aproximadamente a la masa de un grano pequeño de sal.

En la década de 1860 a 1870 se perfeccionaron balanzas sencillas de doble platillo (Fig. 3.10a) y **balanzas analíticas**, también de doble platillo, que permitían pesar con una aproximación de 0.1 mg. Aunque los pesajes tomaban un tiempo considerable, estas balanzas prepararon el camino para los análisis exactos y para muchos descubrimientos en el campo de la química.

Alrededor de 100 años después, en la década de 1960 a 1970, las balanzas analíticas de un solo platillo llegaron a ser un instrumento común en los laboratorios de química. Con estas balanzas se podía establecer la masa de una muestra con una aproximación de 0.0001 g (0.1 mg) en menos de un minuto. Estas balanzas analíticas agregaban o quitaban masas mecánicamente a un brazo compensado. Para mediados de los años ochenta se pudo disponer de **balanzas electrónicas de platillo elevado** (Fig. 3.10b) y balanzas analíticas electrónicas (Fig. 3.10c). Estas balanzas de lectura digital abreviaron aún más el procedimiento de pesaje. Simplemente se oprime un botón para ajustar el "cero" de la balanza, se coloca el objeto sobre el platillo de la balanza y se lee la masa. Una balanza de platillo elevado tiene un solo platillo sin cámara cerrada en torno suyo, y ordinariamente puede manejar masas mayores que las balanzas analíticas e indicar las masas con una aproximación de 0.01 g o 0.001 g (Figs. 3.10b y 3.11). La tecnología moderna ha eliminado muchos de los aspectos tediosos de la ciencia.

Las balanzas electrónicas utilizan un electroimán con circuitos electrónicos que hace variar la fuerza magnética necesaria para compensar la fuerza gravitatoria que se ejerce sobre el objeto por pesar.

EJEMPLO 3.11 Masas métricas

La balanza de platillo elevado de la Fig. 3.11 muestra una masa total medida con una aproximación de 0.01 g, es decir, de

(a) decigramos(décimosd eg ramo).
(b) centigramos(centésimosd eg ramo).
(c) miligramos(milésimosd eg ramo).
(d) décimosd em iligramo(diezmilésimosd eg ramo).

Figura 3.11 Balanzag ranataria electrónica.

SOLUCIÓN

La masa se ha medido con una aproximación de 0.01 g, lo que equivale a una aproximación de centigramos (b).

EJERCICIO 3.11

Determinal am asad el am onedaq uee lijasp esándolae nu nab alanzad el aboratorio.

EJEMPLO 3.12 Conversiones de masas métricas

Hazl as conversionesd em asasm étricass iguientes.

(a) 0.600 kg = _____ g
(b) Una tableta de vitamina C de 250 mg = _____ g

SOLUCIÓN

(a) 600 g, porque $0.600\ \text{kg} \times \dfrac{1000\ \text{g}}{1\ \text{kg}} = 600\ \text{g}$

(b) 0.250 g, porque $250\ \text{mg} \times \dfrac{1\ \text{g}}{1000\ \text{mg}} = 0.250\ \text{g}$

EJERCICIO 3.12

(a) Unat abletac ontiene1 5m gd ez inc.E xpresae stac antidade nm icrogramos.
(b) Una porción de media taza de brócoli contiene 45 mg de calcio. Expresa esta cantidade ng ramos.

Véanse los problemas 3.25-3.30.

3.6 Conversión entre unidades métricas y anglosajonas

Si todas las mediciones se hiciesen en unidades métricas (SI), como las que hemos descrito, las conversiones entre unidades grandes y pequeñas serían muy sencillas. Por desgracia, muchas medidas no se dan en unidades métricas, y los factores de conversión no siempre son múltiplos de 10, pero la misma estrategia que hemos empleado para resolver los problemas más sencillos, el análisis dimensional, es un método excelente para resolver problemas más complejos. Al igual que en el caso de las conversiones métricas, debemos partir de la *cantidad conocida* y multiplicarla por uno, dos o más factores de conversiónc onl asu nidadesi dóneasp arac onvertire lv alora l asu nidadesd eseadas.

Cantidadc onociday u nidad(es) × Factor(es)d ec onversión

= Cantidade nl as unidadesd eseadas

La tabla 3.5 contiene una lista de algunas equivalencias métricas y anglosajonas. En el apéndice A se ofrecen más equivalencias. Utilízalas para resolver los problemas de muestra siguientes y los problemas similares que se incluyen al final del capítulo.

EJEMPLO 3.13 Conversiones entre unidades anglosajonas y métricas

Supón que tu estatura es de 5 pies 9 pulgadas, pero en la solicitud de empleo se te pide tu estatura en metros. ¿Cuál es?

SOLUCIÓN

La cantidad conocida, 5 pies 9 pulgadas, es 5.75 pies en forma decimal (porque 9 pulg = $\frac{9}{12}$ pie o 0.75 pie). Escribe esta cantidad y la unidad que se pide en la respuesta: metros.

Formulau nas eriep lanificadad ec onversionesq uec onduzcaa l asu nidadesd eseadas.

Plan: pie → pulg → cm → m

Utiliza factores de conversión que conozcas de memoria o tomados de tablas, según lo necesites.

$$5.75 \text{ pies} \times \frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1.75 \text{ m}$$

(redondeado a tres cifras)

EJERCICIO 3.13

(a) ¿Cuál es tu estatura en metros?

(b) 0.381 m = _____ pulg.

Tabla 3.5 Conversiones métricas y anglosajonas*

Longitud	Volumen	Masa
1 m = 2.54 cm (exactos)	1 qt = 946 mL	1 lb = 454 g
1 m = 39.37 m	1 L = 1.057 qt	1 kg = 2.20 lb
1 mi = 1.609 km	1 m^3 = 1057 qt	1 oz (avoir.) = 28.35 g
1 km = 0.6215 mi	1 $pulg^3$ = 16.39 cm^3	1 oz (troy) = 31.10 g
	1 oz fl = 29.6 mL	

*Las conversiones de uso más frecuente se muestran en azul.

EJEMPLO 3.14 Conversiones (complejas) entre unidades anglosajonas y métricas

Un atleta corre los 100 metros planos en 11.0 s. ¿Cuál es su rapidez en kilómetros porh ora?

SOLUCIÓN

Escribel ac antidadc onocida.

$$\frac{100\ \text{m}}{11.0\ \text{s}}$$

Ac ontinuación,e scribel au nidadq ued ebet enerl ar espuesta:k ilómetrosp orh ora.

Formulau nas eriep lanificadad ec onversionesq uec onduzcaa l asu nidadesd eseadas.

Pland ec onversiónp arae ln umerador: Convertir m → km

Pland ec onversiónp arae ld enominador: Convertir s → min → h

Utiliza factores de conversión que conozcas de memoria o tomados de tablas, según lo necesites.

$$\underbrace{\frac{100\ \text{m}}{11.0\ \text{s}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \text{m}}}_{\text{m} \longrightarrow \text{km}} \times \underbrace{\frac{60\ \text{s}}{1\ \text{min}} = \frac{60\ \text{min}}{1\ \text{h}}}_{\text{s} \longrightarrow \text{h}} = 32.7\ \text{km/h}$$

(redondeadoa tresc ifras)

Se convirtieron los metros en kilómetros, y luego se aplicaron dos factores para convertir los segundos en horas.

EJERCICIO 3.14

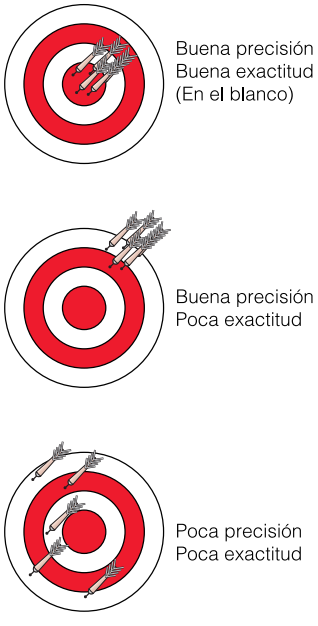
Véanse los problemas 3.31-3.40.

(a) Cuando un automóvil viaja a razón de 57 mi/h, ¿cuál es su rapidez en metros por minuto?

(b) Si un automóvil viaja a 96.6 km/h, ¿cuál es su rapidez en millas por minuto?

3.7 La incertidumbre en las mediciones

Figura 3.12 Un tablero de dardos como analogía de precisión y exactitud.



Ninguna medición es exacta al 100%. Una pieza de una máquina se puede fabricar conforme a especificaciones que se miden en milésimas de pulgada, o en centésimas de milímetro, pero al examinar con aumento el objeto medido se observa que la medición no esd elt odoe xacta. Todam edicióne s **incierta** enc iertop unto.

Cuando se hacen varias mediciones que concuerdan dentro de un margen estrecho, decimos que las mediciones tienen buena **precisión**. Cuando el intervalo de valores es pequeño, la precisión aumenta, pero el simple hecho de que las cifras concuerden estrechamente no significa que son exactas. Si una persona se pesa tres o cuatro veces en su báscula de baño, los pesos obtenidos pueden tener buena precisión, dentro de un margen de medio kilogramo a un kilogramo, pero si la escala está desajustada los valores no son exactos. La **exactitud** concierne al grado de coincidencia de las mediciones con el valorv erdadero.

Como cuando procuramos acertar en el blanco de un tablero de dardos, un químico o analista intenta "atinar" en el valor correcto o verdadero de la medición. Se consiguen tanto precisión como exactitud cuando se clavan varios dardos formando un grupo en torno al blanco central (Fig. 3.12). Los dardos que se clavan todos en cierto lado del tablero tienen quizá buena precisión, pero poca exactitud. De modo análogo, el análisis químico repetido de una muestra de sangre puede mostrar un alto nivel de colesterol con buena *precisión*, pero si el análisis se efectúa con un instrumento incorrectamente calibrado,e ntoncesn os erá *exacto*.

Si el equipo está calibrado y funciona correctamente, y el método de análisis es idóneo para la muestra de que se trata, por lo regular una mayor precisión permitirá alcanzar mayor exactitud. Un termómetro que muestra décimas de grado permite tomar lecturas más precisas que otro que sólo está marcado en grados. Podríamos utilizar un reloj ordinario, calibrado en segundos, para cronometrar un evento, pero obtendremos una mayor precisión si utilizamos un cronómetro calibrado en décimas de segundo. Por lo general se requiere equipo más refinado, más costoso, para conseguir mayor precisióny e xactitud.

EJEMPLO 3.15 Precisión y exactitud

En una balanza de plato elevado (granataria) se determinó con una aproximación de 0.01 g la masa de un vaso de precipitados con una muestra sólida. Se registraron los valores siguientes en el orden que se indica: 104.01 g, 104.02 g, 103.99 g, 104.01 g. Posteriormente se encontró que el valor "verdadero" o correcto era de 103.03 g. Analiza la precisión y la exactitud de los pesajes.

SOLUCIÓN

Aunque los valores registrados tuvieron buena precisión, fueron poco exactos. Algunas fuentes de error posibles son las siguientes: (1) no haber ajustado inicialmente la posición del "cero" de la balanza; (2) lectura errónea repetida de la balanza; (3) puesto que todas las lecturas fueron demasiado altas, quizá cayeron algunos cristales sobre el plato del ab alanzay p rodujeronr esultados precisosm asn oe xactos.

EJERCICIO 3.15

Con base en los comentarios precedentes, elige el valor más preciso de cada par:

(a) 12 s o 12.1 s

(b) 15.2 g o 15.20 g

(c) 32.10 g o 32.100 g

3.8 Cifras significativas

Si lees el kilometraje recorrido en el odómetro electrónico de ciertos automóviles, probablemente podrás leer el número con una aproximación de décimos de kilómetro. Puedes leer todos los dígitos del número con certeza excepto el correspondiente a los décimos de kilómetro, que es incierto. Si el odómetro indica 45 206.3, se conocen con certeza todas las cifras excepto el dígito final: 3. El 3 en la posición de los décimos es una estimación; es incierto porque estás en algún punto entre tres décimos y cuatro décimos hasta que se muestra cuatro décimos. El número de **cifras significativas** de un valor medido es igual al número de dígitos que son **ciertos**, más un dígito adicional redondeado (estimado), que es un **dígito incierto**. En la lectura del odómetro hay cinco dígitos ciertos y un dígito incierto, lo que hace un total de seis cifras significativas. En resumen:

En todo valor medido, el último dígito de la derecha es estimado; es una cifra incierta.

Númerod ec ifrass ignificativas = Todosl osd ígitosc iertos + Und ígitoi ncierto

La masa de una tachuela medida en una balanza granataria se registró como de 0.24 g. Al colocar la tachuela en una balanza analítica, la masa resultó ser de 0.2436 g. La primera masa se registró con dos cifras significativas; en cambio, la segunda masa se registró con cuatro cifras significativas. El número de cifras significativas indica la precisión de la medición.

El volumen que se representa en la Fig. 3.13 se debe leer mirando directamente el fondo del **menisco**, que es la superficie líquida con forma de media luna formada por

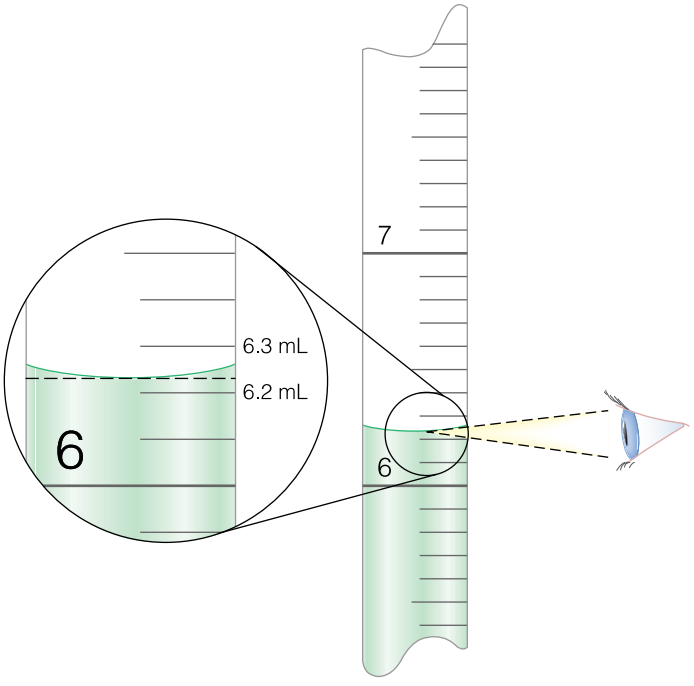


Figura 3.13 Un volumen se puede aproximar a ± 0.01 mL cuando las calibraciones se indican en décimos, como en esta figura. El volumen 6.32 mL tiene tres cifras significativas.

efecto de la atracción del líquido hacia el vidrio. Puesto que el fondo del menisco está entre las marcas de 6.2 y 6.3 mL, podemos estimar el volumen con una aproximación de centésimos: en 6.23 mL. El número 6.23 tiene dos cifras ciertas (6 y 2) y un dígito estimado que es incierto (el 3). Las dos cifras ciertas, junto con una cifra incierta, dan un total de tres cifras significativas. Cualquier intento por medir el volumen con una aproximación de milésimos o más es engañoso y no se justifica, pues el instrumento sólo muestra décimas. Se incluye un solo dígito incierto al registrar un número o al contar cifras significativas.

Al medir cualquier cantidad, se debe registrar el *número*, las *unidades* y, si es necesario, un *rótulo* (el nombre) del material que se midió. El número de cifras significativas indica la precisión de la medición. Examina los ejemplos de la tabla 3.6.

Tabla 3.6 Cifras significativas

Cantidad	Dígitos ciertos	Dígitos inciertos	Número de cifras significativas*
14.379	1 4 3 7	9 (milésimas)	5
6.02 mL	6 0	2 (centésimas)	3
120.580 m	1 2 0 5 8	0 (milésimas)	6
7.5 km	7	5 (décimas)	2
0.037 g	3	7 (milésimas)	2
0.0370 g	3 7	0 (diezmilésimas)	3

*La posición del punto decimal nada tiene que ver con el número de cifras significativas.

Números exactos

Ciertos números son **números exactos** por definición: carecen de dígitos inciertos porque no interviene aproximación alguna. En las definiciones 1 m = 1000 mm y 1 L = 1000 mL, 1 m y 1 L son números exactos. Al hacer cálculos podemos pensar que tienen un número infinito de ceros (1.00000…). Los objetos contados y las fracciones, como $\frac{2}{3}$ o $\frac{1}{4}$, también son exactos. No son cantidades aproximadas y no contienen cifras inciertas.

Los ceros en los números

Cuando hay ceros en un valor medido, el número de cifras significativas no siempre coincide con el número total de dígitos. El número 0.0074, por ejemplo, tiene sólo dos cifras significativas, 7 y 4, porque los ceros son únicamente "guardadecimales" que sirven para identificar la posición que le corresponde al decimal. Aplica las reglas siguientes para establecer el número de cifras significativas cuando haya ceros.

Conexión con el aprendizaje
Para contar las cifras significativas, comienza por el primer dígito diferente de cero de la izquierda, cualquiera que sea la ubicación del decimal.

Reglasp arae stablecerl as cifras significativas

1. Todosl ose nterosd iferentesd ec eros ons ignificativos.

2. Todos los ceros a la izquierda del (o que preceden al) primer dígito diferente de cero no son significativos porque sirven para situar el punto decimal, como ya se explicó.

   Ejemplos:

   0.00567 tiene tres cifras significativas (5, 6 y 7) (en azul).

   0.0089 tiene dos cifras significativas (8 y 9) (en azul).

3. Todosl osc eross ituadose ntred ígitosd iferentesd ec eros ons ignificativos.

   Ejemplos:

   207.08 tiene cinco cifras significativas (2, 0, 7, 0 y 8).

   0.0401 tienet resc ifrass ignificativas(4,0 y 1).

4. Todosl osc erosa lf inald eu nn úmeroc onp untod ecimals ons ignificativos.

   Ejemplos:

   34.070 tienec incoc ifrass ignificativas(todass ons ignificativas).

   0.0670 tiene tres cifras significativas (6, 7 y el 0 final).

   400. tienet resc ifrass ignificativas.(Advierte elp untod ecimal.)L ao misiónd e este punto decimal (ver la regla 5) da lugar a confusión.

5. Los ceros al final de un número entero sin punto decimal dan lugar a confusión porque pueden ser —o no ser— significativos. Por ejemplo, es imposible saber cuántas cifras significativas representan 300 mL, 300 m o 300 g (sin punto decimal). El número puede tener una, dos o tres cifras significativas, según la precisión de la medición. Pudo haber sido medido con una aproximación de un entero, 300 ± 1, con una precisión de

Figura 3.14 ¿De cuál ciudad se indica su población con más precisión, con base en las cifras significativas?

tres cifras significativas. También podría representar una aproximación redondeada a decenas, 300 ± 10, con dos cifras significativas, o redondeada a centenas, 300 ± 100, con una cifra significativa. Por consiguiente, en el caso de 300 (sin decimal) sólo podemos estar seguros de una cifra significativa; en cambio, 300. (con decimal) tiene tres cifras significativas. Si afirmamos que había 8500 personas en un evento deportivo, sólo indicamos dos cifras significativas. Si decimos que había 8530 personas tendremos mayor precisión, con tres cifras significativas: 8, 5 y 3. Si un informe señala que se vendieron 8530. boletos, entonces tenemos cuatro cifras significativas, pues el decimal indica que el cero es significativo (Fig. 3.14). La confusión con los ceros se evita escribiendo el número en notación científica. Este método sed escribirae nl as ección3 .9.

EJEMPLO 3.16 Cifras significativas

¿Cuántasc ifrass ignificativash aye nc adau nad el asc antidadess iguientes?

(a) 60.1 g **(b)** 6.100 g **(c)** 0.061 g **(d)** 6100 g

SOLUCIÓN

(a) tres cifrass ignificativas(reglas1 y 3)

(b) cuatro cifrass ignificativas(reglas1 y 4)

(c) dos cifrass ignificativas(reglas1 y 2)

(d) incierto: podrían ser dos, tres o cuatro cifras significativas (regla 5)

EJERCICIO 3.16

¿Cuántasc ifrass ignificativash aye nc adau nad el asc antidadess iguientes?

(a) 70.1 **(b)** 70.10 **(c)** 0.07010 **(d)** 7000

Cómo redondear números

Véanse los problemas 3.41-3.44.

Al hacer cálculos con tu calculadora, casi siempre el número de dígitos que se muestran es mayor que el número correcto de cifras significativas, por lo que deberás **redondear losn úmeros**.S iguee stasr eglas.

Reglas parar edondear números

1. Si el dígito que quieres eliminar es menor de 5, descarta ese dígito y todos los que aparezcan a la derecha de él. Los dígitos que se eliminarán se muestran en azul.

Ejemplos:

El redondeo de 86.0234 ga t resc ifrass ignificativasd a 86.0 g.

El redondeo de 0.07893 ma tresc ifrass ignificativasd a 0.0789 m.

2. Si el dígito que quieres eliminar es mayor de 5, aumenta en uno el valor del último dígitoq ues ec onserva.

Ejemplos:

El redondeo de 0.06587 La t resc ifrass ignificativasd a 0.0659 L.

El redondeo de 586.52 ga t resc ifrass ignificativasd a 587 g.

Ningún cálculo con cantidades medidas puede dar resultados más precisos que la medición menos precisa. Las reglas para la adición y la sustracción difieren de las correspondientesa l am ultiplicacióny l ad ivisión,c omos ed escribee ns eguida.

Adición o sustracción

Cuando se suman o se restan cantidades medidas, la respuesta conserva el mismo número de dígitos a la derecha del punto decimal que estaban presentes en el valor menos preciso, es decir, el valor con el menor número de dígitos a la derecha del punto decimal. En ele jemploq ues igues es ubrayanl osd ígitosi nciertos.

Suma: 46.1 g, 106.22 g y 8.357 g.

46.1 g
8.357 g
106.22 g
160.677 g

El4 6.1s eh am edidoú nicamenteh astad écimasd eg ramo y es el valor menos preciso; por tanto, se debe redondear lar espuestaa d écimasd eg ramo.

Elr edondeoa d écimasd a 160.7 g.

Los dígitos que se deben eliminar se muestran en azul.

La respuesta de calculadora, que es 160.677, no da el número correcto de cifras significativas. Debes redondear el número a 160.7 g con base en la cantidad menos precisa, que es incierta en las décimas de gramo.

Multiplicación o división

Cuando se multiplican o dividen cantidades medidas, la respuesta debe contener el mismo número de cifras significativas que estaban presentes en la medición con el menor número de cifras significativas. Los cálculos siguientes se hicieron con una calculadora.

Multiplicación:

$80.2 \text{ cm} \times 3.407 \text{ cm} \times 0.0076 \text{ cm} = 2.0766346 \text{ cm}^3$ (respuestad ec alculadora)

Respuestac ond osc ifrass ignificativas $= 2.1 \text{ cm}^3$

Los dígitos que se deben eliminar se muestran en azul.

La respuesta debe contener sólo dos cifras significativas porque uno de los números (0.0076)t ieneú nicamented osc ifrass ignificativas.

División:

$$\frac{425.0 \text{ m}}{44.7} = 9.5078299 \text{ m/s}$$ (respuestad ec alculadora)

Respuestac ont resc ifrass ignificativas $= 9.51 \text{ m/s}$

Ene stec aso,l ar espuestad ebec ontenert resc ifrass ignificativas.

EJEMPLO 3.17 Cifras significativas en los cálculos

Haz los cálculos siguientes y redondea la respuesta al número apropiado de cifras significativas.

(a) $913.1 \text{ m} \times 0.0165 \text{ m} \times 1.247 \text{ m} =$ _____

(b) 500. g es un tamaño métrico estándar. Conviértelo a libras. (Consulta la tabla 3.5.)

(c) $3.0278 \text{ g} + 110.4 \text{ g} + 49.34 \text{ g} =$ _____

Conexión con el aprendizaje
Resuelve por ti mismo todos los problemas de ejemplo. Las respuestas se indican aquí para que califiques tu trabajo. La mejor manera de adquirir confianza en tu capacidad para resolver problemas es resolviendo problemas. Haz después el ejercicio como autoevaluación.

SOLUCIÓN

(a) $913.1 \text{ m} \times 0.0165 \text{ m} \times 1.247 \text{ m} = 18.8 \text{ m}^3$ (Redondea la respuesta de la calculadora a tres cifras significativas, porque 0.0165 m tiene sólo tres cifras significativas.)

(b) $500. \text{ g} \times 1 \text{ lb}/454 \text{ g} = 1.10 \text{ lb}$ (Redondea la respuesta de la calculadora a tres cifras significativas, porque 500. y 454 tiene tres cifras significativas; 1 lb es exacta.)

(c) 3.0278 g + 110.4 g + 49.34 g = 162.8 g (Redondea a décimas, porque el valorm enosp recisof uem edidoh astal asd écimas.)

EJERCICIO 3.17

Da las respuestas al número apropiado de cifras significativas.

(a) 10.30 cm × 7.82 cm = _____

(b) 3.72 + 143.0 + 2.1 = _____

3.9 Notación científica

Algunos de los números que se utilizan en química son tan grandes, o tan pequeños, que lo dejan a uno atónito. Por ejemplo, la luz viaja a 30 000 000 000 cm/s. Hay 602 200 000 000 000 000 000 000 átomos de carbono en 12.0 g de carbono. Por otra parte, ciertos números son muy pequeños. El diámetro de un átomo mide aproximadamente 0.000 000 000 1 m, y el de un núcleo atómico, 0.000 000 000 000 001 m. Es evidentemente difícil llevar a cuenta de los ceros en cantidades como éstas. Los números de este tipo se pueden enunciar con más precisión, y es más fácil trabajar con ellos, si se escriben en **notación científica**, una forma que utiliza **potencias de 10**. La tabla 3.2 contiene una lista de números como exponenciales en potencias de 10.

Un número en notación científica tiene dos cantidades que se multiplican en la forma

$$n \times 10^{p}$$

donde n es un número entre 1 y 10 que se multiplica por 10 elevado a una potencia, p. Para escribir un número en notación científica, primero desplaza el punto decimal del número a la derecha o la izquierda de modo que sólo quede un dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal. Esto da un número comprendido entre 1 y 10. En seguida, presenta este número multiplicado por 10 elevado a una potencia igual al número de posiciones que se movió el punto decimal, porque cada posición decimal corresponde a un factor de 10.

En el caso de los números mayores de 10, el punto decimal debe desplazarse a la izquierda;p ort anto,e le xponentee su nn úmerop ositivo.P ore jemplo,

$$345.5 = 3.458 \times 10^{2}$$

El punto decimal se desplazó dos posiciones a la izquierda, así que el factor exponencial es 10^{2}.

En el caso de los números entre 0 y 1, el punto decimal debe desplazarse a la derecha;p ort anto,e le xponentee su nn úmeron egativo.P ore jemplo,

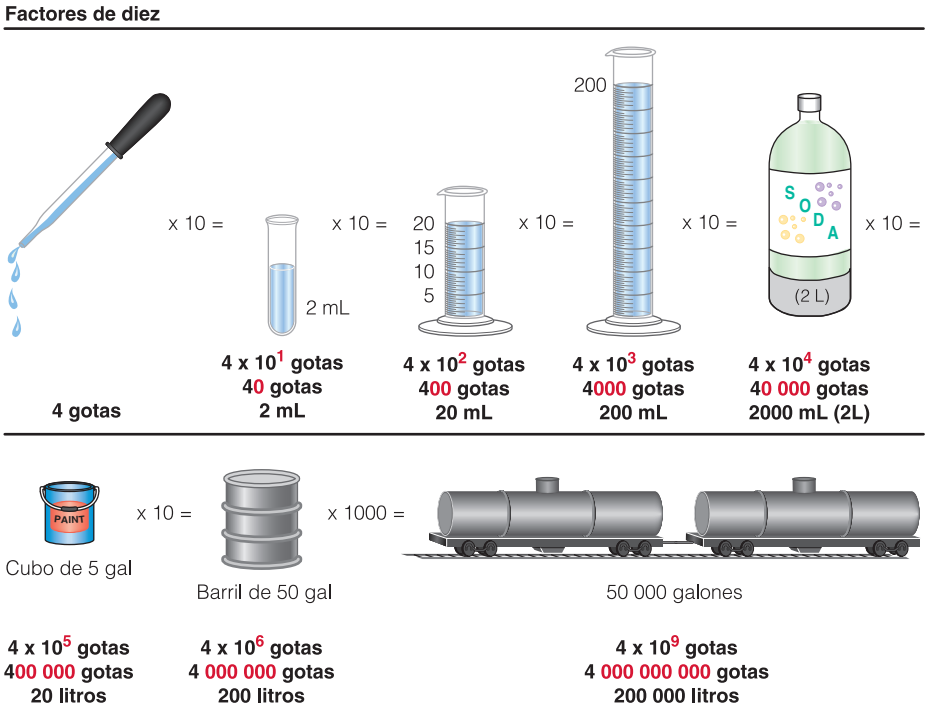
$$0.00456 = 4.56 \times 10^{-3}$$

Aquí, el punto decimal se desplazó tres posiciones a la derecha, así que el factor exponencial es 10^{-3}.

Ahora, mira de nuevo esos números con muchos ceros que citamos al principio de esta sección. La rapidez de la luz en notación científica es de 3.00×10^{10} cm/s con tres cifras significativas. El número de átomos de carbono en 12.0 g de carbono es de 6.022×10^{23} átomos, y el núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de 1×10^{-15} m (el puntod ecimals ed esplazó1 5p osicionesa l ad erecha).

Las cantidades que se representan en la Fig. 3.15 aumentan sucesivamente por factores de 10. Estas cantidades están escritas en notación científica para que veas rápidamente lo que ocurre cuando se multiplica un volumen por 10, 100, 1000, y así sucesivamente.

Es frecuente el uso de números exponenciales en los cálculos. Para multiplicar y dividir se deben seguir dos reglas.



Unidad		Aproximación
1 parte por mil	=	200 mL/barril de 50 gal
1 parte por millón	=	4 gotas/barril de 50 gal
1 parte por mil millones	=	4 gotas/50 000 gal (aproximadamente 2 carros tanque)
1 parte por billón	=	4 gotas/alberca residencial grande

Figura 3.15 ¿Quéf racción representau nag otae nu nc ubo de5 g alones?

Cómom ultiplicary dividirn úmeros exponenciales

1. Param ultiplicarn úmerose xpresadose n notacióne ientífica,s umal ose xponentes.

Expresadoe nf ormaa lgebraica: $(a^x)\,(a^y) = a^{x+y}$

Ejemplos: $(1 \times 10^6)\,(1 \times 10^4) = 1 \times 10^{6+4} = 1 \times 10^{10}$

$(1 \times 10^6)\,(1 \times 10^{-4}) = 1 \times 10^{6+(-4)} = 1 \times 10^2$

2. Parad ividirn úmerose xpresadose nn otacióne ientífica,r estal ose xponentes.

Expresadoe nf ormaa lgebraica: $\dfrac{a^x}{a^y} = a^{x-y}$

Ejemplos: $\dfrac{1 \times 10^{14}}{1 \times 10^6} = 1 \times 10^{14-6} = 1 \times 10^8$

$\dfrac{1 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-23}} = 1 \times 10^{-6-(-23)} = 1 \times 10^{17}$

Para multiplicar y dividir números con términos tanto exponenciales como no exponenciales, puedes efectuar las operaciones con una calculadora científica o, si utilizas una calculadora simple, agrupa los términos no exponenciales y ocúpate de ellos primero. Después, multiplica o divide los términos exponenciales como se ha indicado. He aquí un ejemplo.

UNA MIRADA CERCANA

Conteo de millones y miles de millones

A casi todo el mundo le parece difícil comprender el significado de números muy grandes y muy pequeños, como los que se suelen emplear en los cálculos científicos. ¿Cuánto tiempo crees que tomaría contar 1 **millón**? Intenta contar un millón de algo. Pore jemplo,h aya proximadamente

- 1 millón de ladrillos en el edificio de una biblioteca universitariat ípica.
- 1 millón de letras en 15 páginas de anuncios clasificados en el diario.
- 1 millón de páginas en 1500 libros como éste.
- 1 millón de minutos en 2 años.
- 1 millón de centavos de dólar en $10 000.
- 1 millón de tazas de gasolina en siete camiones cisterna de gasolina (suponiendo que cada camión transporta 9000 galones).

¿Cuánto tiempo te tomaría contar un millón de objetos, uno a la vez? Si cuentas un objeto por segundo, es obvio que te tomaría un millón de segundos, pero, ¿cuántos días tendrían que pasar para que terminaras? Averigüémoslo empleando factores de conversión y la notación exponencial que se describe en este capítulo.C ontaru nm illónd eo bjetost omaría

$$\frac{1 \times 10^6 \text{ s}}{6} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} = 11.6 \text{ días}$$

También podríamos decir que 1 segundo en 11.6 días es una parte porm illón.

Consideremos un número aún más grande. ¿De qué tamaño sone nr ealidad **milm illones**?C onsiderae stose jemplos:

- mil millones de minutos en 2000 años.

Los laboratorios de caracterización de agua analizan diversos contaminantes presentes en muestras de agua, en cantidades del orden de partes por mil millones.

- mil millones de gotas de gasolina bastarían para llenar uno y medio camiones cisterna grandes (de 9000 gal).
- mil millones de gotas de agua llenarían una alberca residencialt ípica.

Si cuentas un objeto cada segundo, ¿cuánto te tomaría (en años) contar mil millones de algo? Contar mil millones de objetost omaría

$$\frac{1 \times 10^9 \text{ s}}{1} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} \times \frac{1 \text{ año}}{365 \text{ días}}$$

$$= 31.7 \text{ años}$$

¿Podríasa veriguare stos inu sarf actoresd ec onversión?

$$\frac{(4.34 \times 10^4)(2.76 \times 10^{-2})}{1.67 \times 10^5} = \frac{4.34 \times 2.76}{1.67} = \frac{10^4 \times 10^{-2}}{10^5} = 7.17 \times 10^{4-2-5} = 7.17 \times 10^{-3}$$

Ahora, resuelvet úm ismoe le jemplos iguiente.

EJEMPLO 3.18 **Cálculos con notación científica y cifras significativas**

Efectúa los cálculos que se indican y escribe la respuesta con el número apropiado de cifrass ignificativas.

$$\frac{(60.2 \times 10^{23})(2.2 \times 10^{-3})}{168} = _____$$

SOLUCIÓN

Si tu calculadora no tiene notación científica, primero multiplica y divide los términos noe xponenciales.

UNA MIRADA CERCANA

¿Cuánto es una parte por mil millones?

Hace 20 años podíamos medir impurezas químicas del orden de partes por millón (ppm), lo que representa una unidad por cada millón de las mismas unidades. Esto sería como localizar una persona en una ciudad con una población como la de San Diego, Denver, el área metropolitana de Kansas City o el área metropolitana de Nueva Orleáns. Hoy en día es posible analizar impurezas del orden de partes por mil millones. Esto es como localizar cinco personas entre la población mundial de 5000 millones.

¿Cuánto es **1 parte por mil millones**? Comencemos con una alberca grande de 75.0 pies × 32.0 pies × 5.0 pies de profundidad y —empleando factores de conversión— averigüemos el número de gotas de líquido que equivaldrían a una parte por mil millones.

Primeroc alculae lv olumend el aa lberca.

$$75.0 \text{ pies} \times 32.0 \text{ pies} \times 5.0 \text{ pies de profundidad} = 12\,000 \text{ pies}^3$$

En seguida, plantea las unidades para convertir pies cúbicos a mililitros.

$$\text{Plan de conversión: pie}^3 \rightarrow \text{pulg}^3 \rightarrow \text{cm}^3 \rightarrow \text{mL}$$

$$\frac{12\,000 \text{ pies}^3}{1} \times \frac{(12 \text{ pulg})^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{(2.54 \text{ cm})^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3}$$

$$= _____$$

No olvides elevar al cubo los números junto con las unidades; por ejemplo, $(12 \text{ pulg})^3 = 12^3 \times \text{pulg}^3 = 1728 \text{ pulg}^3$

$$\frac{12\,000 \text{ pies}^3}{1} \times \frac{1728 \text{ pulg}^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1.64 \text{ cm}^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3}$$

$$= 3.4 \times 10^8 \text{ mL(volumend el aa lberca)}$$

¿Cuántas gotas de agua en una alberca equivalen a 1 parte por mil millones?

Ahora, multiplica este volumen por el factor de 1 parte por mil millones, o 1 mL/10^9 mL.

$$\frac{3.4 \times 10^8 \text{ mL}}{1} \times \frac{1 \text{ mL}}{10^9 \text{ mL}} = 0.34 \text{ mL}$$

Agregar este volumen (0.34 mL) a la alberca llena sería como agregar 1 parte por mil millones. Utiliza el factor de 20. gotas/mLp arac onvertire stev olumena g otas.

$$\frac{0.34 \text{ mL}}{1} \times \frac{20. \text{ gotas}}{1 \text{ mL}} = 6.8 \text{ gotas o aproximadamente 7 gotas}$$

Así pues, 7 gotas de líquido en una alberca grande equivalen a 1 parte por mil millones.

$$\frac{6.02 \times 2.2}{168} = 0.0788333 \qquad \text{(pantallad el ac alculadora)}$$

$= 0.079$ con dos cifras significativas o 7.9×10^{-2} enn otaciónc ientífica

Ac ontinuación,c ombinae stev alorc onl osd emást érminose xponenciales:

$$(7.9 \times 10^{-2}) \times 10^{23} \times 10^{-3} = _____$$

Alc ombinarl ost érminose xponencialess et iene

$$7.9 \times 10^{18} \qquad \text{(respuesta)}$$

Nota: Si haces los cálculos aritméticos con una calculadora científica, debes redondear además lar espuestaa d osc ifrass ignificativas,c omoa quís em uestra.

EJERCICIO 3.18

Efectúa los cálculos que se indican y escribe la respuesta con el número apropiado dec ifrass ignificativas.

Véanse los problemas 3.45-3.48.

Figura 3.16 Una lata de bebida gaseosa dietética flota en el agua, no así la bebida gaseosa normal, debido a la diferencia de densidad entre ellas.

Conexión con el aprendizaje
Véase la figura 3.5, sec. 3.4.

$$\frac{(8.29 \times 10^{-2})\,(78.3)}{6.02 \times 10^{23}} = _____$$

3.10 Densidad y densidad relativa

La densidad es una importante propiedad característica de la materia. Cuando decimos que el plomo es "pesado", o que el aluminio es "ligero", en realidad nos referimos a la densidad de estos metales. La **densidad** se define como la masa por unidad de volumen.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \quad \text{o} \quad d = \frac{m}{v}$$

La densidad de los sólidos se da en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3), y la de los líquidos se acostumbra expresar en gramos por mililitro (g/mL). Recuerda que 1 mL de líquido ocupa el mismo espacio que 1 cm^3, de modo que la densidad de un líquido en gramos por mililitro también se podría expresar como gramos por centímetro cúbico. En el caso de los gases, su densidad se da en gramos por litro. La tabla 3.7 muestra la densidadd ev ariass ustancias.

Si los *volúmenes* de dos sustancias distintas A y B son iguales, pero la masa de A es mayor que la masa de B, la *densidad* de A es mayor que la densidad de B. Es por esto que una lata de bebida gaseosa normal, que contiene varios gramos de edulcorantes, se hunde en agua, en tanto que una lata de bebida gaseosa dietética, con sólo una pequeña masa de edulcorante artificial, flota (Fig. 3.16). Cuando un objeto se hunde, debe desplazar un volumen igual de agua. Si su masa es mayor que la masa del agua desplazada, seh undirá.

La densidad de una sustancia es una propiedad característica importante que ayuda ai dentificaru nas ustancia(Fig. 3.17).

EJEMPLO 3.19 Cálculos y conceptos de densidad

Un matraz lleno hasta la marca de 25.0 mL contiene 27.42 g de una solución de sal y agua. ¿Cuál es la densidad de esta solución?

SOLUCIÓN

$$d = \frac{m}{v} \quad \text{o} \quad \frac{27.42\ \text{g}}{25.0\ \text{mL}} = 1.0968\ \text{g/mL} \qquad \text{(pantallad el ac alculadora)}$$

$$= 1.10\ \text{g/mL} \qquad \text{(respuestac ont resc ifrass ignificativas)}$$

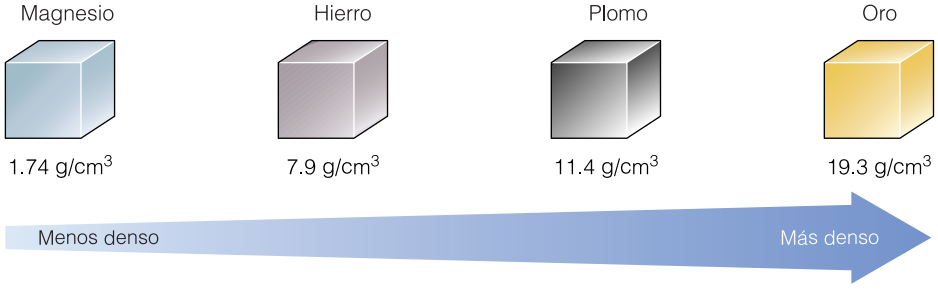


Figura 3.17 Masas de 1.00 cm^3 de varios metales. De los metales que se muestran, el magnesio es el menos denso, y el oro, el más denso.

Tabla 3.7 Densidades de varios materiales a temperatura ambiente

Sólidos	g/cm³	Líquidos	g/mL	Gases	g/L
Madera balsa (aprox.)	0.13	Gasolina (aprox.)	0.67	Hidrógeno	0.090
Madera de pino (aprox.)	0.42	Alcohol etílico	0.79	Helio	0.177
Hielo (–10°C)	0.917	Aceite de semilla de algodón	0.926	Amoniaco	0.771
Magnesio	1.74	Agua (20°C)	0.998	Neón	0.901
Aluminio	2.70	Agua (4°C)	1.000	Nitrógeno	1.25
Hierro	7.86	Cloruro de metileno	1.34	Aire (seco)	1.29
Cobre	8.96	Cloroformo	1.49	Oxígeno	1.42
Plomo	11.4	Ácido sulfúrico	1.84	Dióxido de carbono	1.96
Oro	19.3	Mercurio	13.55	Cloro	3.17

EJERCICIO 3.19

(a) Un objeto sólido de metal tiene una masa de 5.8269 g y un volumen de 2.15 cm^3. Utiliza las densidades de metales de la tabla 3.7 para identificar este metal una vezq ueh ayasc alculados ud ensidad.

(b) Explica por qué una canoa de aluminio flota en el agua pero una barra de aluminio se hunde.

EJEMPLO 3.20 Cálculos con densidades

¿Cuál sería el volumen de 461 g de mercurio? (*Sugerencia*: La densidad del mercurio se indica en la tabla 3.7 como 13.55 g/mL.)

SOLUCIÓN

Plan: g → mL

Inicia con la *cantidad* conocida en gramos y utiliza la densidad como factor de conversión.

$$461\ \text{g} = \frac{1\ \text{mL}}{13.55\ \text{g}} = 34.0\ \text{mL} \qquad \text{(tresc ifrass ignificativas)}$$

Conexión con el aprendizaje
Para resolver este problema, se invierte el factor que representa la densidad del mercurio a fin de que los gramos se cancelen.

EJERCICIO 3.20

(a) ¿Cuál es la masa de 2.5 L de gasolina? (Consulta las densidad en la tabla 3.7.)

(b) ¿Cuál es el volumen en litros de 29.5 kg de gasolina?

Véanse los problemas 3.49-3.60.

La densidad del agua es de 1.00 g/mL a 4.0°C. Este número tan redondeado no es mera casualidad, pues el sistema métrico definió originalmente el gramo de modo que esto fuera así. Si mides 249.00 g de agua pura, tendrá un volumen de 249.00 mL a 4.0°C, pero incluso a la temperatura ambiental normales el volumen se conserva muy cercano a los 249 mL. Por consiguiente, podemos hacer una aproximación rápida de un volumen de agua si conocemos su masa, o de una masa de agua si conocemos su volumen.

El aceite para motor y los aceites vegetales flotan en el agua porque el aceite y el agua son inmiscibles, y la densidad del aceite es menor que la del agua. El mercurio y el removedor de pintura (cloruro de metileno) son ejemplos de líquidos cuya densidad es mayor que la del agua. En la Fig. 3.18 se representan las densidades relativas de varios líquidos.

Figura 3.18 Los líquidos inmiscibles se separan en capas; el líquido más denso se va al fondo y el menos denso sube hasta la superficie. De arriba hacia abajo: aceite de maíz, agua, champú, detergente para vajillas, anticongelante y jarabe de arce.

Una medición similar a la densidad es la **densidad relativa** (D. R.), que es el cociente de la masa de cualquier sustancia entre la masa de un volumen igual de agua en las mismas condiciones. Esta razón equivale a la densidad de una sustancia dividida entre la densidad del agua.

$$\text{Densidad relativa de una sustancia} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua}}$$

La densidad relativa del agua misma, por consiguiente, es exactamente 1. La densidad relativa carece de unidades debido a que se dividen dos valores con las mismas unidades, lo cual da un número sin unidades.

Si se trabaja con unidades SI, en las que la densidad del agua es muy próxima a 1 g/mL a las temperaturas ordinarias, entonces la densidad relativa de una sustancia es numéricamente igual a su densidad.

EJEMPLO 3.21 Densidad relativa

La densidad de un líquido es de 1.5 g/mL. ¿Cuál es su densidad relativa?

SOLUCIÓN

$$\frac{1.5\ \text{g/mL}}{1.0\ \text{g/mL}} = 1.5 \qquad \text{(Lad ensidadr elativan ot ieneu nidades.)}$$

EJERCICIO 3.21

La densidad relativa de un líquido refrigerante de motor resultó ser de 1.12. ¿Cuál es su densidad?

(a) (b)

Figura 3.19 (a)U nd ensímetro permitec onocerl ad ensidadr elativa deu nas olucióna nticongelantep ara determinare ln iveld ep rotección queb rindaa t emperaturasb ajas. (b) El densímetro que aquí se muestram ided ensidadesr elativas de 0.700 a 0.770. Los densímetros seu tilizanp aram edirl ad ensidad relativa de soluciones anticongelantes, elc ontenidod eá cidod el asb aterías dea utomóvil,l ac antidadd ea lcohol presentee ne lv ino, elc ontenidod e azúcar del jarabe de arce y los sólidosd isueltose nl ao rina.

La densidad relativa de varios líquidos comunes, entre ellos el ácido de la batería de tu auto y el refrigerante del radiador, suelen medirse con un dispositivo llamado **densímetro** (Fig. 3.19a). El densímetro se calibra de modo que se pueda conocer directamente la densidad relativa observando el flotador dentro del mismo o leyendo en el tallo flotante el número que coincide con la superficie del líquido (Fig. 3.19b).

Para hacer determinaciones precisas de la densidad o densidad relativa de un líquido se pesa vacía un pequeño recipiente, llamada **picnómetro** o recipiente de densidad relativa, y luego se llena con el "líquido problema" y se pesa de nuevo para conocer la masa del líquido. El volumen del picnómetro se obtiene determinando la masa de agua que el picnómetro puede contener y multiplicando luego esta masa por la densidad del agua (que se invierte para que las unidades se cancelen). Para conocer la densidad se divide la masa del "líquido problema" entre su volumen. La densidad relativa se obtiene simplemente dividiendo la densidad del "líquido problema" entre la densidad del agua, que es exactamente 1 g/mL a 4°C y se mantiene muy próxima a 1 g/mL a temperaturas másа ltas.

Figura 3.20 Picnómetro. El que se muestra aquí tiene una capacidad de 10 mL. Los picnómetros sirven para determinar con precisión densidades y densidades relativas de líquidos.

EJEMPLO 3.22 Cómo determinar la densidad y la densidad relativa

Un picnómetro vacío con una masa de 25.0224 g se llenó con agua pura; la masa total fue de 34.9495 g. Después de llenar el picnómetro con una solución anticongelante, la masa total fue de 35.9858 g. ¿Cuál es la densidad de la solución anticongelante?

SOLUCIÓN

Masa de anticongelante		Masa de agua en el picnómetro	
Picnómetro + Anticongelante	= 35.9858 g	Picnómetro + Agua	= 34.9495 g
Picnómetro vacío	= 25.0224 g	Picnómetro vacío	= 25.0224 g
Masa de anticongelante	= 10.9634 g	Masa de agua	= 9.9271 g

$$\text{Volumen} = 9.9271\ \text{g de agua} \times \frac{1\ \text{mL}}{1.0000\ \text{g de agua}} = 9.9271\ \text{mL}$$

$$\text{Densidad del anticongelante} = \frac{\text{Masa del anticongelante}}{\text{Volumen}} = \frac{10.9634\ \text{g}}{9.9271\ \text{mL}} = 1.1044\ \text{g/mL}$$

EJERCICIO 3.22

¿Cuále sl ad ensidadr elativad el as olucióna nticongelanted ele jemplo3 .22?

Véanse los problemas 3.61-3.64.

3.11 Medición de la temperatura

La mayoría de los habitantes de Estados Unidos están más familiarizados con la escala **Fahrenheit** de temperatura. En esta escala, el punto de congelación del agua es de 32°F y su punto de ebullición es de 212°F. Entre estas dos temperaturas, la escala tiene 212 − 32 = 180 unidades, cada una de las cuales es un grado Fahrenheit.

La mayoría de los habitantes del mundo, y todos los que trabajan con información científica, utilizan temperaturas en grados **Celsius** (°C). Por definición, el punto de congelación del agua es de 0°C y su punto de ebullición corresponde a 100°C. Por tanto, entre los puntos de congelación y de ebullición del agua hay exactamente 100. unidades en la escala Celsius y 180. unidades en la escala Fahrenheit (Fig. 3.21). Por consiguiente, un cambio de 180.°F es equivalente a un cambio de 100.°C, de modo que se necesitan 1.80°F para igualar un grado Celsius.

Originalmente las temperaturas métricas se expresaban en grados centígrados, pero se cambió el nombre de la escala en honor a su inventor, Anders Celsius, un astrónomo sueco.

Unc ambiod et emperaturad e1 .80°F = Un cambio de 1°C (exactamente)

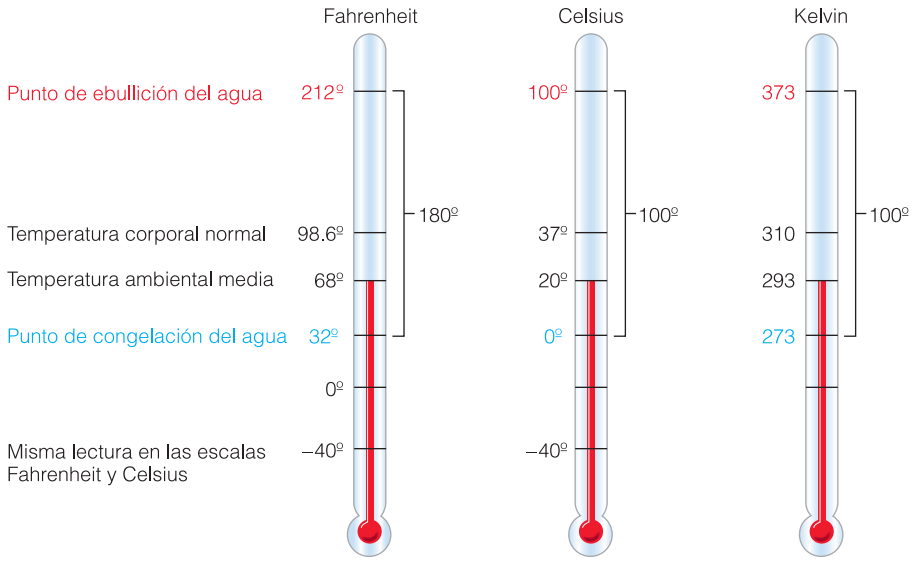


Figura 3.21 Comparación de las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

EJEMPLO 3.23 Conceptos de cambios de temperatura Celsius y Fahrenheit

¿Cuál sería el cambio de temperatura equivalente, en grados Fahrenheit, de un cambio det emperaturad e2 °C?

SOLUCIÓN

$$2\ ^\circ\text{C} \times \frac{1.80^\circ\text{F}}{1\ ^\circ\text{C}} = 3.60^\circ\text{F}$$

EJERCICIO 3.23

(a) Si se produce un cambio de temperatura de 6.00°F, ¿cuál es el cambio de temperaturae ng radosC elsius?

(b) Si la temperatura sube de 20.0 a 25.0°C, ¿cuántos grados subiría la temperatura enl ae scalaF ahrenheit?

Como se muestra en la Fig. 3.21, un cambio de temperatura de 180.°F es igual a un cambio de temperatura de 100.°C. A partir de esta relación podemos deducir una ecuación en que la temperatura en °F dividida entre 180. unidades es proporcional a la temperatura en °C dividida entre 100. unidades. Puesto que 0°C es igual a 32°F (no 0°F), debemos restar 32 grados a la temperatura Fahrenheit.

$$\frac{^\circ\text{F} - 32}{180} = \frac{^\circ\text{C}}{100}$$

Podemosm ultiplicara mbosl adosd el ae cuaciónp or1 80p arao btener

$$^\circ\text{F} - 32 = \frac{180.}{100.} \times ^\circ\text{C}$$

Las iguientee su naf ormas implificadad ee stae cuación.

$$^\circ\text{F} - 32 = 1.8 \times ^\circ\text{C}$$

Si conoces una temperatura Celsius, introduce ese valor en la ecuación donde aparecen grados Celsius y despeja los grados Fahrenheit de la ecuación. Si conoces una temperatura Fahrenheit, introduce ese valor en la ecuación donde aparecen grados Fahrenheit y despeja los grados Celsius. También podemos reorganizar la ecuación simplificada para obtener dos formas diferentes, una en la que se han despejado los grados Fahrenheit y otra en la que se han despejado los grados Celsius.

$$°F = (1.8 \times °C) + 32 \qquad \text{y} \qquad °C = \frac{°F - 32}{1.8}$$

EJEMPLO 3.24 Conversiones de temperatura Celsius a Fahrenheit

Si la temperatura corporal de una persona es de 40.°C, ¿cuál sería en grados Fahrenheit?

SOLUCIÓN

$$°F = (1.8 \quad °C) + 32$$

$$°F = (1.8 \times 40.) + 32$$

$$°F = 72 + 32 = 104°F$$

EJERCICIO 3.24

Si el termómetro marca −10°C en St. Louis, Missouri, ¿cuál es la temperatura Fahrenheit?

EJEMPLO 3.25 Conversiones de temperatura Fahrenheit a Celsius

La temperatura en Tucson, Arizona, alcanzó los 113°F cierto día de verano. ¿De cuánto seríae sat emperaturae nl ae scalaC elsius?

SOLUCIÓN

$$°C = \frac{°F - 32}{1.8}$$

$$°C = \frac{113 - 32}{1.8} = \frac{81}{1.8} = 45°C$$

EJERCICIO 3.25

He aquí una situación especial. Cuando la temperatura es de −40.°F, ¿cuál es la temperaturaC elsius?¿ Quén osd icene stast emperaturas?

La unidad SI de temperatura es el **kelvin** (K), así llamado en honor del físico inglés Lord Kelvin. Advierte que las unidades son kelvin, no grados Kelvin. La unidad kelvin representa un cambio de temperatura del mismo tamaño que un grado Celsius, por lo que un cambio de 50.°C es equivalente a un cambio de 50 kelvin. Se ha establecido que la lectura de temperatura más baja posible es de –273.15°C, la cual se ha definido como el punto cero de la escala Kelvin y se conoce como el **cero absoluto**. Por consiguiente, la escala Kelvin no tiene temperaturas negativas. Para convertir grados Celsius a kelvin, suma 273.15, o simplemente 273 (redondeado a números enteros) a la temperatura Celsius.

La unidad kelvin no se escribe con mayúscula, pero sí el nombre de la escala Kelvin y el símbolo K.

$$K = °C + 273$$

EJEMPLO 3.26 Conversiones de temperaturas Kelvin y Celsius

¿Cuál es el punto de ebullición del agua en kelvin? El punto de ebullición del agua es de 100.°C.

SOLUCIÓN

$$K = °C + 273 = 100 + 273 = 373\ K$$

EJERCICIO 3.26

Véanse los problemas 3.65-3.70.

(a) El Voyager I determinó que la temperatura de la superficie de la luna más grande de Saturno, Titán, es de 94 K. ¿Cuál es la temperatura en °C?

(b) El punto de fusión del neón es de −249°C. ¿Cuál es su punto de fusión en K?

3.12 Temperatura y energía calorífica

Las actividades industriales y de investigación en las que intervienen temperaturas muy bajas se dice que se llevan a cabo en condiciones criogénicas.

Hemos estado trabajando con temperaturas, pero no hemos definido aún el término. La **temperatura** es una medida de lo *caliente* o lo *frío* de la materia, y se expresa habitualmente en grados Fahrenheit, grados Celsius o kelvin. La temperatura mide la *intensidad* de la energía de las partículas de una sustancia. Por ejemplo, las partículas de agua de una taza de agua caliente a 50.°C tienen más energía, en promedio, que las partículas de un vaso de agua fría a 10.°C. La temperatura y el calor están relacionados, pero suelen confundirse.

El **calor** es la forma de energía que se transfiere entre muestras de materia debido a diferencias en sus temperaturas respectivas. Una taza de agua caliente a 40.°C puede tener la misma temperatura que una bañera llena de agua, pero ésta derrite más hielo que la taza de agua (Fig. 3.22). De la bañera fluye más calor al exterior que de la taza de agua a la misma temperatura. Como ejemplo adicional supón que un recipiente lleno de agua y otro recipiente igual lleno a la mitad se calientan durante un mismo lapso, y que se transfiere la misma cantidad de energía calorífica a ambas muestras de agua. Después de calentar, la temperatura será más alta en el recipiente lleno a la mitad que en el que está totalmente lleno de agua. Esto se explica como sigue: cuando cierta cantidad de energía se distribuye entre menos partículas, cada una recibe más energía, lo que origina una mayor elevación de la temperatura.

Un proceso espontáneo es aquél que ocurre por sí solo.

Cuando fluye energía calorífica espontáneamente de un objeto a otro, el flujo siempre ocurre del objeto caliente al objeto frío. Cuando se coloca hielo en agua tibia, la temperatura del agua desciende a medida que fluye calor hacia el hielo y lo funde.

Conexión con el mundo real
Una bombilla eléctrica de 75 watts consume 75 J de energía cada segundo que permanece encendida.

La unidad SI de energía es el **joule** (J), pero la conocida **caloría** (cal) también es una unidad métrica de energía calorífica. Debido a que tanto el joule como la caloría representan cantidades muy pequeñas de energía, se suelen utilizar el kilojoule (kJ) y la kilocaloría(kcal).

$$1\ cal = 4.184\ J$$

$$1000\ cal = 1\ kcal = 4184\ J$$

$$1\ kcal = 4.184\ kJ$$

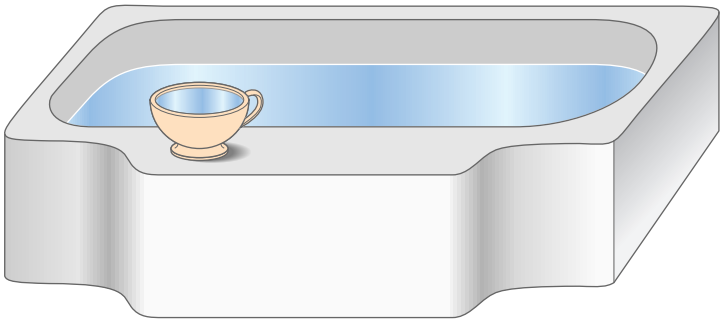


Figura 3.22 Una bañera de agua a unat emperaturad adat ienem ás energíac alorificaq ueu nat azad e agua al am ismat emperatura.

La **Caloría grande** (advierte la C mayúscula) se emplea para medir el contenido energético de los alimentos. La Caloría grande equivale a una kilocaloría, de modo que una galleta de chispas de chocolate de 50 Calorías tiene en realidad 50 000 calorías. Quien siga una dieta quizá sepa que un helado como el banana split contiene 1500 Cal (kcal), pero si estuviera consciente de que esto representa 1 500 000 calorías, le sería másf ácilr enunciara lb ananas plit.

Una **caloría** es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1°C. Advierte que el calor se definió en términos de un cambio de energía del agua. Cada tipo de sustancia, como hierro, latón o agua, por ejemplo, necesita una cantidad de calor diferente para que la temperatura de una muestra de 1 g aumente en 1°C. Este valor se conoce como el **calor específico** de la sustancia.

$$\text{Calor específico expresado en } \frac{\text{cal}}{\text{g-°C}} \quad \text{o} \quad \frac{\text{J}}{\text{g-°C}}$$

g-°C significa g × °C (gramos multiplicados por grados Celsius).

Las sustancias con valores pequeños de calor específico absorben poca energía al calentarse, y desprenden poca energía al enfriarse, en comparación con sustancias como el agua, que tiene uno de los valores más altos de calor específico. La tabla 3.8 muestra losc alorese específicosd ev ariass ustancias.

Conexión con el mundo real
El agua, con su alto calor específico, es uno de los mejores materiales para almacenar calor en los sistemas de calefacción con energía solar.

Cuando se transfiere calor a cierta cantidad de sustancia, la temperatura cambia. Se suele representar un cambio de temperatura como ΔT (se dice "delta T" por la letra griega que se emplea). La cantidad de calor que una sustancia gana o pierde con un cambio det emperaturas ec alculam ediantel ae cuacións iguiente.

$$\text{Masad el as ustancia} \times (\Delta T) \times \text{Calore específico} = \text{Calorg anadoo p erdido}$$

$$\text{Gramos} \times \text{°C} \times \text{J/g-°C} = \text{Joules}$$

$$\text{Gramos} \times \text{°C} \times \text{cal/g-°C} = \text{calorías}$$

Se puede determinar cualquiera de los cuatro términos de la ecuación si se conocen los otros tres valores. Para estos cálculos la masa debe estar en gramos, y el cambio de

Tabla 3.8 Calores específicos de algunas sustancias a 25°C

	Calor específico	
Sustancia*	**J/g-°C**	**cal/g-°C**
Aluminio (s)	0.900	0.215
Latón (s)	0.385	0.092
Cobre (s)	0.385	0.0922
Alcohol etílico (l)	2.45	0.586
Oro (s)	0.129	0.0308
Hierro (s)	0.448	0.107
Plomo (s)	0.129	0.0308
Magnesio (s)	1.02	0.244
Mercurio (l)	0.139	0.0332
Plata (s)	0.236	0.0564
Acero (inoxidable) (s)	0.50	0.12
Agua (l)	4.184	1.000
Zinc (s)	0.385	0.0922

*Sólido (s), líquido (l)

temperatura, en grados Celsius o en kelvin (porque las unidades son del mismo tamaño). Cuando el calor se expresa en calorías, el calor específico debe estar en cal/g-°C. Si el calor se expresa en joules, el calor específico debe estar en J/g-°C.

EJEMPLO 3.27 Cálculos de energía calorífica

¿Cuántos joules se necesitan para elevar la temperatura de 225 g de plomo de 5.0°C a 25.0°C?

SOLUCIÓN

Simplemente sustituye los valores apropiados en la ecuación dada para calcular el calor en joules. La masa de plomo es de 225 g, el cambio de temperatura es de 25.0°C − 5.0°C = 20.0 °C, y el calor específico del plomo tomado de la tabla es de 0.129 J/g-°C.

$$225\ \text{g} \times 20.0\ ^\circ\text{C} \times \frac{0.129\text{J}}{\text{g-}^\circ\text{C}} = 581\ \text{J}$$

EJERCICIO 3.27

(a) Cuando 225 g de plomo absorben 555 J de calor, ¿cuál es el cambio de temperaturae ng radosC elsius?

(b) ¿Qué masa de hierro absorbería 555 J con un cambio de temperatura de 20.6°C?

EJEMPLO 3.28 Cálculos de energía calorífica

Supón que tu dieta es de 2100 Calorías (2100 kcal) por día y tu peso corporal es de 68 kg (que en este problema se supone es sólo agua al 100%). Parte de una temperatura corporal inicial normal de 37°C y utiliza un calor específico de 1.00 cal/g-°C o 1.00 kcal/kg-°C.

¡Este problema no es tan difícil como parece! Muestra un ejemplo práctico en el que interviene el calor.

(a) Calcula la temperatura máxima que tu cuerpo podría alcanzar absorbiendo las 2100 kcal de una sola vez.

(b) Intentae xplicar porq uét uc uerpon oa lcanzat emperaturasd ee steo rden.

SOLUCIÓN

(a) Reacomoda la ecuación dada en esta sección para despejar el cambio de temperatura, ΔT.

$$\Delta T = \frac{\text{Calor total}}{\text{Masa} \times \text{Calor esp.}} = \frac{2100\ \text{kcal}}{68\ \text{kg} \times 1.00\ \text{kcal/kg-}^\circ\text{C}} = 31^\circ\text{C}$$

$$\text{Temperaturam áxima} = \text{Temperaturao riginal} + 31^\circ\text{C} = 37^\circ\text{C} + 31^\circ\text{C} = 68^\circ\text{C}$$

(b) Tu cuerpo mantiene la temperatura de 37°C metabolizando el alimento a un ritmo relativamente constante y mediante un proceso de enfriamiento basado en la evaporaciónd el at ranspiración.

EJERCICIO 3.28

Véanse los problemas 3.71-3.78.

Supón que tomaste un almuerzo ligero de 325 Calorías (325 kcal). ¿Cuántos kilogramos de agua se podrían calentar 25°C con la energía liberada?

Conexión con el aprendizaje
Resolver los problemas al final del capítulo te proporciona experiencia y confianza.

Advierte que estos problemas tienen que ver con varios de los temas estudiados en este capítulo, como masa, cifras significativas, temperatura, calor específico y energíac alorífica nj oulesy c alorías.

Resumen del capítulo

La medición en química, y en todas las demás ciencias, implica el uso de unidades métricas o SI. Las unidades básicas de este sistema se muestran en la tabla 3.1. Se obtienen unidades más grandes o pequeñas empleando los prefijos adecuados que representan múltiplos de 10. Trabajar con decimales en vez de fracciones simples como cuartos, octavos y dieciseisavos facilita mucho los cálculos. Algunos prefijos comunes son kilo- (10^3), centi- (10^{-2}), mili- (10^{-3}), micro- (10^{-6}) y otros que se muestran en la tabla 3.2.

Un volumen de 1 litro es igual a 1000 mL, y 1 mL tiene el mismo volumen que 1 centímetro cúbico (cm^3 o cc). La masa se define como la cantidad de una sustancia y se mide en gramos; el peso varía en proporción con la atracción gravitatoria que se ejerce sobre el objeto. La densidad es el cociente de la masa entre el volumen de una muestra dada. La densidad relativa es el cociente de la densidad de una sustancia entre la densidad del agua en las mismas condiciones.

El análisis dimensional permite resolver los problemas mediante un proceso ordenado y lógico que utiliza factores de conversión apropiados. Un factor de conversión se obtiene a partir de dos cantidades cualesquiera que son equivalentes, ya sea que estén en unidades métricas, en unidades anglosajonas o en una combinación de ambos sistemas. Por ejemplo, la igualdad 2.54 cm = 1 pulg es exacta, por definición, y permite formular dos factores de conversión: 1 pulg/2.54 cm y 2.54 cm/pulg. Con el análisis dimensional, una cantidad dada se multiplica por uno o más factores de conversión para obtener la respuesta en las unidades deseadas.

Los objetos contados, las fracciones y las cantidades definidas pueden ser exactos, pero las cantidades medidas presentan siempre cierta incertidumbre. La precisión se refiere a la proximidad mutua de varios valores medidos; en cambio, la exactitud tiene que ver con la proximidad de los valores medidos respecto al valor aceptado o verdadero. Ningún valor calculado puede ser más preciso que el número menos preciso utilizado en el cálculo. La precisión de un número se indica mediante el número apropiado de cifras significativas. En el caso de la multiplicación y la división, el número de cifras significativas de la respuesta debe ser igual al número de cifras significativas del valor menos preciso que se utilice. En la adición y la sustracción, la respuesta se redondea a la misma posición decimal del valor menos preciso.

El uso de la escala Fahrenheit de temperatura está todavía muy extendido en Estados Unidos, pero las mediciones científicas se basan en temperaturas Celsius o Kelvin. El punto cero de la escala Kelvin es el cero absoluto, que es la temperatura más baja posible. Se utilizane cuacionesm atemáticasp arac onvertirl ecturasd et emperatura.

La temperatura es una medida de lo caliente o frío de la materia. El calor es una medida de la cantidad de energía transferida. Las unidades de calor incluyen los joules, kilojoules, calorías y kilocalorías. El calor que se gana o se pierde, la masa, el cambio de temperatura y el calor específico están relacionados entre sí según la ecuación

$$\text{Calora bsorbidoo l iberado} = \text{Masa} \times \text{Cambiod et emperatura} \times \text{Calore specífico}$$

A lo largo de este texto se continuarán utilizando las unidades SI y métricas, los factores de conversión y el método de análisis dimensional para resolver problemas. Todo esto es parte fundamentald ell enguajed el ac iencia.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

Comprobarásq ueh asc omprendidob iene stec apítulos ie resc apazd e:

1. Hacer aproximaciones con unidades SI de longitud, volumen, masa y temperatura. [3.2, 3.4, 3.5, 3.12]
2. Convertir longitudes, volúmenes y masas métricas a otras unidades métricas equivalentes.[3.3-3.5]
3. Utilizar el análisis dimensional y factores de conversión para plantear y resolver problemasc onc antidadest antom étricasc omoa nglosajonas.[3.6]
4. Utilizar datos experimentales para analizar la incertidumbre en las mediciones. [3.7]
5. Establecere ln úmerod ec ifrass ignificativase nd atosy c álculos.[3.8]

6. Escribirn úmerose nn otaciónc ientíficay u tilizarlose nc álculos.[3.9]
7. Calcular densidades, densidades relativas, volúmenes o masas a partir de datos experimentales.[3.10]
8. Hacerc onversionese ntret emperaturasF ahrenheit,C elsiusy K elvin.[3.11]
9. Hacer cálculos de calor (joules o calorías), calor específico, masa y cambio de temperatura.E xplicare ls ignificadod ee stost érminos.[3.12]

Términos clave

análisisd imensional[3.3]
balanzaa nalítica[3.5]
balanzad ep latilloe levado (granataria)[3.5]
calor[3.12]
calore específico[3.12]
caloría[3.12]
Caloríag rande(kcal)[3.12]
Celsius[3.11]
ceroa bsoluto[3.11]
cifrass ignificativas[3.8]
densidad[3.10]
densidadr elativa[3.10]
densímetro[3.10]
dígitoi ncierto[3.8]
exactitud[3.7]
factoresd ec onversión[3.3]
Fahrenheit[3.11]
gramo[3.5]
joule[3.12]
kelvin[3.11]
kilogramo[3.1,3 .5]
litro[3.4]
medicióni ncierta[3.7]
menisco[3.8]
métodod ef actoresd e conversión[3.3]
metro[3.1]
microgramo[3.5]
microlitro[3.4]
miligramo[3.5]
mililitro[3.4]
notacióne ntífica[3.9]
númeroe xacto[3.8]
parte por mil millones [3.9]
picnómetro[3.10]
potencias de diez [3.9]
precisión[3.7]
redondearn úmeros[3.8]
SistemaI nternacional(SI) [3.1]
sistemam étrico[3.1]
temperatura[3.12]

Problemas

Unidades métricas y SI (con prefijos)

3.1 Respecto a los objetos siguientes, identifica la cantidad numérica, la unidad y el nombre de la sustancia.

a. 1 gal de leche
b. 500 mg de vitamina C
c. películad e3 5m m(parac ámaraf otográfica)

3.2 Respecto a los objetos siguientes, identifica la cantidad numérica, la unidad y el nombre de la sustancia.

a. 10 lb de azúcar
b. 5 kg de papas
c. Ld eb ebidag aseosad ec ola

3.3 Consulta en las tablas 3.1 y 3.2 los prefijos que necesitesp arac ompletarl ose nunciadoss iguientes.

a. Mili- equivale al número _____; por tanto, 1.000 mg = _____ g.
b. Micro- equivale al número _____; por tanto, 1.000 μL = _____ L.
c. Hecto- equivale al número _____; por tanto, 1.000 hm = _____ m.

3.4 Consulta en las tablas 3.1 y 3.2 los prefijos que necesitesp arac ompletarl ose nunciadoss iguientes.

a. Pico- equivale al número _____; por tanto, 1.000 ps = _____ s.
b. Kilo- equivale al número _____; por tanto, 1.000 km = _____ m.
c. Deci- equivale al número _____; por tanto, 1.000 dg = _____ g.

Conversiones métricas y aproximaciones

3.5 Si es necesario, utiliza la Fig. 3.4 para hacer estas aproximacionesd el ongitud.

a. El espesor del alambre de un clip para papeles es de aproximadamente
(1) 1 mm (2) 10. mm (3) 1 cm
(4) 10. cm
b. Ele spesord ee stel ibroe sd ea proximadamente
(1) 3 mm (2) 3 cm (3) 30. cm
(4) 0.3 cm
c. El ancho de una hoja de papel para mecanografiar es dea proximadamente
(1) 22 m (2) 22 dm (3) 22 cm
(4) 22 mm

3.6 Si es necesario, utiliza la Fig. 3.4 para hacer estas aproximacionesd el ongitud.

a. La longitud de un billete de un dólar es de aproximadamente
(1) 1.5 cm (2) 15 cm (3) 15 mm
(4) 1.5 m
b. La longitud de un campo de fútbol es de aproximadamente
(1) 1 cm (2) 10. m (3) 100. m
(4) 1 km
c. El diámetro de una moneda pequeña es de aproximadamente
(1) 2.0 cm (2) 20. cm (3) 0.20 cm
(4) 2.0 mm

3.7 Muestra cómo plantearías los problemas siguientes utilizando el factor o factores de conversión apropiados. Ac ontinuación,o bténl ar espuesta.

a. 0.062m a c entímetros

b. 3000.m a k ilómetros

c. 875 μma k ilómetros

3.8 Muestra cómo plantearías los problemas siguientes utilizando el factor o factores de conversión apropiados. A continuación,o bténl ar espuesta.

a. 1820.m .a k ilómetros

b. 1400.c ma k ilómetros

c. 1700. mm a metros

3.9 Haz las conversiones de longitudes métricas siguientes.

a. 12.5 cm = _____ mm

b. 345 cm = _____ m

c. 34.5 mm = _____ μm

d. 10.5 mm = _____ cm

e. 42.5 m = _____ cm

f. 0.092 m = _____ mm

3.10 Haz las conversiones de longitudes métricas siguientes.

a. 200. m = _____ km

b. 0.829 cm = _____ μm

c. 52.8 nm = _____ mm

d. 4.5 km = _____ m

e. 6.5 µm = _____ mm

f. 105 mm = _____ nm

3.11 Un láser rojo de rubí tiene una longitud de onda de 670. nm. Expresa este valor en milímetros y en micrómetros.

3.12 Un bolígrafo de punta fina deja una marca cuya anchura es de 0.4 mm. Expresa este valor en centímetros y en micrómetros.

3.13 Ciertos virus tienen un diámetro de 475 nm. Expresa estev alore nm icrómetrosy e nm ilímetros.

3.14 Según la publicidad, un buen filtro de aire para el hogar elimina las partículas de moho de 0.625 µm de diámetro.E xpresae stev alore nm ilímetrosy e nn anómetros.

3.15 Utiliza las Figs. 3.6 y 3.7, si es necesario, para hacer estasa proximaciones.

a. ¿Aproximadamente a cuántas cucharaditas equivalen 20. mL?

(1) 2 (2) 4 (3) 6

(4) 8 (5) 10

b. ¿Cuántos mililitros contiene aproximadamente una latad ea luminiod eb ebidag aseosa?

(1) 3.5 mL (2) 35 mL (3) 350 mL

(4) 3500 mL

c. Para medir 86 mL de ácido, te conviene utilizar una

(1) pipetag raduadad e1 0.m L

(2) probeta de 100. mL

(3) bureta de 50. mL

3.16 Utiliza las Figs. 3.6 y 3.7, si es necesario, para hacer estasa proximaciones.

a. Una pinta es un poco menos de

(1) 500. mL (2) 50. mL (3) 5 mL

(4) 5000. cm^3

b. Diezg otass ona proximadamente

(1) 5 mL (2) 0.5 mL (3) 0.05 mL

(4) 0.005 mL

c. Para medir con exactitud 27.2 mL de un líquido, utilizau na

(1) probeta de 100. mL

(2) pipeta de 10.0 mL

(3) bureta de 50.0 mL

3.17 Haz las conversiones siguientes de volúmenes métricos.

a. 0.050 L = _____ mL

b. 0.8 μL = _____ mL

c. 8.9 cm^3 = _____ mL

d. 75 cc = _____ L

3.18 Haz las conversiones siguientes de volúmenes métricos.

a. 25 mL = _____ L

b. 0.005 mL = _____ μL

c. 50. μL = _____ mL

d. 750 mL = _____ cm^3

3.19 ¿Cuál es el volumen en metros cúbicos de un sólido rectangulard e6 .0m × 50. cm × 800. mm?

3.20 ¿Cuál es el volumen en centímetros cúbicos de un sólido rectangular de 15 cm × 0.050 m × 8.0 mm?

3.21 ¿Cuántosd ecímetrosc úbicose quivalena 2 m^3?

3.22 ¿Ac uántosl itrose quivaleu nd ecímetroc úbico?

3.23 Si una botella de 2 L de bebida gaseosa de cola cuesta $1.79 y 6 latas (de 354 mL cada una) cuestan $1.99,

a. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida de cola en botellas?

b. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida de cola en latas?

c. ¿Cuál es la opción más económica de acuerdo con los preciosc itados?

3.24 Si una lata de bebida gaseosa (354 mL) de una máquina expendedora cuesta $0.50, y una botella de 2 L de la mismab ebidac uesta$ 1.37,

a. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida en la máquinae xpendedora?

b. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida en botella?

c. ¿Cuál es la opción más económica de acuerdo con losp reciosc itados?

3.25 Utiliza la Fig. 3.8, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.

a. Para tener una masa de 1 kilogramo se necesitarían aproximadamente

(1) 1.5l atasd eb ebidag aseosa (2) 3 latas de bebidag aseosa

(3) unp aqueted e6 l atasd eb ebidag aseosa

b. Para tener una masa de 1 g se necesitaría(n) aproximadamente
(1) 0.5t abletad ea spirina (2) 9t abletas de aspirina
(3) 3t abletasd ea spirina

3.26 Utiliza la figura 3.8, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.
a. Unc entavod ed ólart ieneu nam asaa proximadad e
(1) 300 mg (2) 3 g (3) 30 g (4) 30 mg
b. Una persona que tiene una estatura de 5 pies 6 pulgadas y una masa de 130 kg
(1) esp robablementem uye sbelta
(2) tieneu np esop romedio
(3) necesitau np lanp arab ajard e peso

3.27 Hazl asc onversionesd em asasm étricas siguientes.
a. 5.4 g = _____ mg
b. 0.725 kg = _____ mg
c. 25 μg = _____ g
d. 50. mL de agua = _____ g

3.28 Hazl asc onversionesd em asasm étricas siguientes.
a. 0.1 mg = _____ g
b. 250. g de agua = _____ mL
c. 0.5 mg = _____ μg
d. 52.4 cg = _____ g

3.29 Una porción de media taza de brócoli tiene 45 mg de calcio. Expresa esta cantidad en gramos y en microgramos.

3.30 Un blanquillo tiene 7.2 mg de hierro. Expresa esta cantidade ng ramosy e nm icrogramos.

Conversiones entre unidades métricas y anglosajonas

3.31 Muestra el planteamiento y la respuesta a tres cifras significativas de los problemas siguientes. (La tabla 3.5 contienel osf actoresd ec onversión.)
a. 165 mm = _____ pulg
b. 1200. mL = _____ qt
c. 145 lb = _____ kg
d. 1.50p iesa c entímetros
e. 500. mL a onzas fluidas
f. 275 g = _____ lb

3.32 Muestra el planteamiento y la respuesta a tres cifras significativas de los problemas siguientes. (La tabla 3.5 contienel osf actoresd ec onversión.)
a. 55.0 mi = _____ km
b. 1.25 m = _____ pulg
c. 150. mL = _____ oz fl
d. 55.0 mi/h a kilómetros por hora
e. 4.00 L a cuartos
f. 150. g a onzas (avoir.)

3.33 El famoso jugador de baloncesto Michael Jordan tiene una estatura de 6.5 pies. ¿Cuál es su estatura en (a) metros y (b) en centímetros?

3.34 El famoso jugador de baloncesto Shaquille O'Neal pesa 310. lb. ¿Cuál es su peso (su masa en realidad) en kilogramos?

3.35 Un atleta destacado corrió 1500. m en 3.00 min 39.0 s. ¿Cuál fue su rapidez en metros por segundos?

3.36 La rapidez de la luz es de 186 000 mi/s. Convierte este valora m etrosp ors egundo.

3.37 Si viajas al límite de velocidad señalado de 55.0 mi/h, ¿cuál es tu velocidad en metros por segundo?

3.38 ¿Cuántos segundos le toma a la luz viajar del Sol a la Tierra, una distancia de 93 000 000 mi o 1.5×10^8 km? La rapidez de la luz es de 3.00×10^8 m/s.

3.39 ¿Cuántos días te tomaría contar 200 000 objetos suponiendo que cuentas uno cada segundo, sin interrupción?

3.40 Si de un grifo gotea agua a razón de una gota por segundo, ¿cuántos litros se recolectarían al cabo de 24.0 h? Supónq ue2 0.g otash acenu nm ililitro.

Cifrass ignificativas yn otación científica

3.41 ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los números iguientes?
a. 0.0708 b. 1200
c. 0.6070 d. 21.0400
e. 0.007 f. 5.80×10^{-3}

3.42 ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los números iguientes?
a. 2.2000 b. 0.0350
c. 0.0006 d. 0.0089
e. 24 000 f. 4.360×10^4

3.43 Redondea los números siguientes a tres cifras significativas.
a. 800.7 b. 0.07864
c. 0.06995 d. 7.096

3.44 Redondea los números siguientes a tres cifras significativas.
a. 86.048 b. 29.974
c. 6.1275 d. 0.008230

3.45 Expresal osn úmeross iguientese nn otaciónc ientífica.
a. 43 500. b. 65.0×10^{-5}
c. 0.000320 d. 0.0432×10^4

3.46 Expresal osn úmeross iguientese nn otaciónc ientífica.
a. 0.0000070 b. b. 25.3×10^4
c. 825 000. d. 827.7×10^{-5}

3.47 Efectúa los cálculos siguientes y da la respuesta con el númeroa propiadod ec ifrass ignificativas.
a. 146.20 del vaso + 23.1 g de agua + 335 mg de vitamina C = _____
b. 11.2 cm $\times$ 8.0 mm $\times$ 0.0093 cm = _____
c. $\dfrac{(860. \times 10^6)\,(0.00543 \times 10^{-2})}{0.03952}$ = _____

3.48 Efectúa los cálculos siguientes y da la respuesta con el númeroa propiadod ec ifrass ignificativas.

a. 124 g del matraz + 65 g de agua + 10.827 g de sal = _____

b. $1.584\ \text{m} \times 62.0\ \text{cm} \times 345\ \text{mm} =$ _____

c. $\dfrac{(0.0630 \times 10^{-9})\,(2.3 \times 10^{2})}{6.28 \times 10^{-2}} =$

Densidady d ensidad relativa

3.49 Un bloque de madera mide 2.0 cm × 3.5 cm × 0.52 cm y su masa es de 1.53 g. ¿Cuál es la densidad de la madera?

3.50 Un trozo delgado de madera mide 4.0 cm × 2.8 cm × 2.0 mm y su masa es de 0.291 g. ¿Cuál es la densidad del am adera?

3.51 ¿Cuál es la masa (en kilogramos) de un bloque de plomo que mide 20. cm × 20. cm × 10. cm? Consulta las densidadese nl at abla3 .7.

3.52 ¿Cuál es la masa (en kilogramos) de un bloque de aluminio que mide 20. cm × 20. cm × 10. cm? Consulta las densidades en la tabla 3.7.

3.53 ¿Qué volumen de alcohol etílico, en mililitros, debe emplearse en un procedimiento que pide 500. g de alcohol?C onsultal asd ensidadese nl at abla3 .7.

3.54 ¿Qué volumen de ácido sulfúrico (densidad 1.84 g/mL) se necesita para un procedimiento que requiere 54.0 g delá cido?

3.55 Un trozo irregular de metal con una masa de 120.8 g se colocó en una probeta con 24.0 mL de agua. El volumen total del agua más el trozo de metal fue de 34.6 mL.

a. ¿Cuál es la densidad del metal?

b. Con base en la lista de densidades, ¿de cuál metal podríat ratarse?

c. ¿Por qué no se puede estar seguro por completo de la identidad de este metal con base en este análisis?

3.56 Un trozo irregular de metal que pesa 109.2 g se colocó en una probeta con 21.0 mL de agua. El volumen total del agua más el trozo de metal fue de 33.2 mL.

a. ¿Cuál es la densidad del metal?

b. Con base en la lista de densidades, ¿de cuál metal podríat ratarse?

c. ¿Por qué no se puede estar seguro por completo de la identidad de este metal con base en este análisis?

3.57 Se llenó un picnómetro con un líquido problema. La masa del picnómetro vacío es de 15.2132 g. La masa del picnómetro más el problema fue de 23.4478 g. Se limpió el picnómetro y se llenó de nuevo con agua destilada, obteniéndose una masa total de 25.9263 g. ¿Cuál es lad ensidadd ell íquidop roblema?

3.58 Se llenó un picnómetro con un líquido problema. La masa del picnómetro vacío es de 15.2132 g. La masa del picnómetro más el problema fue de 27.3329 g. Se limpió el picnómetro y se llenó de nuevo con agua destilada, obteniéndose una masa total de 25.9263 g. ¿Cuál es lad ensidadd ell íquidop roblema?

3.59 Un procedimiento pide 45 g de ácido clorhídrico concentrado (densidad 1.19 g/mL). ¿Qué volumen en mililitross ed ebee mplear?

3.60 ¿Cuál es la masa, en gramos, de 350.0 mL de cloroformo (densidad 1.49 g/mL)?

3.61 Determina la densidad relativa de un líquido cuya masa es de 11.023 g, si el mismo volumen de agua tiene una masa de 11.997 g.

3.62 ¿Cuál es la densidad relativa de una muestra de cloruro dem etileno?C onsultal asd ensidadese nl at abla3 .7.

3.63 ¿Qué masa de aire cabría en una botella de bebida gaseosa de 2.00 L? La densidad del aire a temperatura y presióna mbientales aparecee nl at abla3 .7.

3.64 ¿Qué masa de helio gaseoso cabe en una botella de bebida gaseosa de 2.00 L? La densidad del helio a temperatura y presión ambientales aparece en la tabla 3.7.

Cálculos de temperatura yc alor

3.65 Conviertel ast emperaturass iguientes.

a. 25°F = _____ °C

b. 20.°C = _____ °F

c. 298 K = _____ °C

d. 0.°F = _____ °C

e. – 40.°C = _____ °F

3.66 Conviertel ast emperaturass iguientes.

a. 68°F = _____ °C

b. 39°C = _____ °F

c. 39°C = _____ K

d. −10.°F = _____ °C

e. −10.°C =_____ °F

3.67 La temperatura del nitrógeno líquido es de −196°C. ¿Cuále ss ut emperaturae ng radosF ahrenheit?

3.68 Durante la noche la temperatura de Marte puede bajar hasta −120.°F.¿ Cuále sl at emperaturaK elvin?

3.69 Ordena estas temperaturas de la más fría a la más caliente: 0 K, 0°C, 0°F.

3.70 ¿Qué es más caliente: 100.°C o 100.°F?

3.71 Conviertel os iguiente:

a. 1250 cal a Calorías

b. 1250c ala k ilojoules

3.72 Conviertel os iguiente:

a. 154. Cal a calorías

b. 165. Cal a joules

3.73 ¿Cuántas calorías se necesitarían para elevar la temperatura de 50.0 g de agua de 20.0°C a 50.0°C?

3.74 ¿Cuántas calorías se necesitarían para elevar la temperatura de 50.0 g de plata (calor específico 0.0564 cal/g-°C) de 20.0°C a 50.0°C?

3.75 ¿Cuánta energía, en joules, se desprende cuando 100. g de hierro (calor específico 0.448 J/g-°C) se enfrían de 100.0°C a 30.0°C?

Estudiantes en *acción*

Construcción de un calorímetro y conversiones

Realiza la siguiente actividad en la que construirás un microagitador y un calorímetro; además practicarás la conversión de unidades y la medición.
Reúne los siguientes materiales. Haz las conversiones que se indican.

Materiales y reactivos

- Termómetro graduado en escala de 32°F a 212°F (transforma a °C), es decir, _____ °C
- 1 lata de aluminio de 0.0937 galones (transforma a mililitros), es decir, _____ mL
- 1 vaso de unicel con tapa (de diámetro un poco mayor que el de la lata)
- Abrelatas
- 1 vaso de precipitados de 50 mL
- 1 tubo capilar
- 2 clips metálicos
- Mechero Bunsen
- 1 probeta de 10 mL
- 1 probeta de 100 mL
- Agua destilada
- Pinzas para electricista
- Pinzas de laboratorio
- Parrilla de calentamiento con agitación

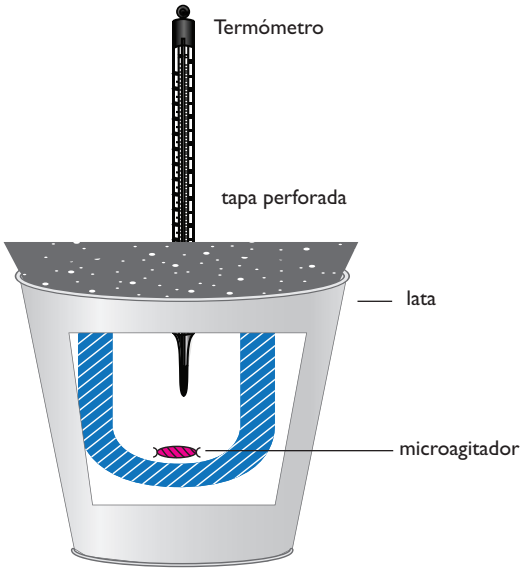
I. Construcción del microagitador

Procedimiento

1. Toma el tubo capilar por un extremo con ayuda de unas pinzas y sitúalo en el mechero Bunsen hasta que esté al rojo vivo. Cuando llegue a su fusión, usa las pinzas de laboratorio para sellar ese extremo y déjalo enfriar.
2. Desdobla un clip y con las pinzas para electricista corta un trozo de aproximadamente 1×10^{-5} km (transforma la unidad a centímetros), es decir,_____ cm.
3. Coloca el pedazo de clip cortado dentro del capilar sellado por un extremo. Auxiliándote con las pinzas, sostenlo y ponlo de nuevo en la flama del mechero. Cuando observes que ha llegado al rojo vivo, jala el capilar con rapidez hasta que se forme un hilo muy delgado, esto permitirá sellarlo por completo.

II. Construcción y cálculo de la capacidad calorífica del calorímetro

1. Lava y seca la lata de aluminio y, con ayuda de un abrelatas, retírale la parte superior. Introduce el microagitador.
2. Coloca la lata dentro de un recipiente cilíndrico de unicel (poliestireno) de diámetro un poco mayor al de ésta.
3. Haz un orificio en la tapa del recipiente de unicel, de tal manera que puedas introducir el termómetro graduado.
4. Pon el sistema sobre una parrilla con agitación y vierte 20 mL de agua destilada a 20°C, registra su temperatura real.



Recuerda que la densidad del agua es $d = 1\ \frac{g}{cm^3}$

(transforma a $d = \frac{lb}{in^3}$ _____ **)**

5. Mide con una probeta aproximadamente 0.1 L (transforma a mL), es decir, _____ mL de agua y vacíala en un vaso de precipitados, mide su temperatura (T_1) y anótala en la tabla. Caliéntala hasta que alcance una temperatura de 40−41°C, ésta será (T_2).
6. Agrega 80 g (80 mL) del agua a 40°C en el calorímetro y continúa agitando hasta que el sistema se estabilice. Luego mide la temperatura final (T_f) del sistema y regístrala en la tabla 1.
7. Repite el procedimiento al menos tres veces y promedia los resultados de las medidas realizadas. A continuación los emplearás para hacer los cálculos relacionados.

Tabla 1. Registro de temperatura

Masa 1 (m1)	Masa 2 (m2)	Temp. 1 (T_1 °C)	Temp. 2 (T_2 °C)	Temp. final (T_f °C)

Análisis de resultados y cálculos relacionados

Haz los siguientes cálculos con los valores obtenidos en tu sistema. Para ayudarte, presentamos un ejemplo suponiendo que se obtuvo una temperatura final de 35.2 °C. El calor cedido por el agua caliente es:

$$Q = mCe\Delta T$$

$$Q = 80\ g\ (1cal)(40 - 35.2^{\circ}C) = 384\ cal$$

Este calor lo absorben el agua a 20°C y el calorímetro.

Por su parte, el calor que gana el agua a 20°C es:

$$Q = mCe\Delta T$$

$$Q = 20g\ (1cal)(35.2 - 20^{\circ}C) = 304\ cal$$

Podemos determinar el calor absorbido por el calorímetro así:

$$Q(cedido\ por\ el\ agua\ caliente) = Q(cedido\ por\ el\ agua\ fría) + Q(absorbido\ por\ el\ calorímetro)$$

Resolvemos para el calor absorbido por el calorímetro:

$$Q(absorbido\ por\ el\ calorímetro) = Q(cedido\ por\ el\ agua\ caliente) - Q(absorbido\ por\ el\ agua\ fría)$$

$$Q(calorímetro) = 384\ cal - 304\ cal = 80\ cal$$

$$C = \frac{\Delta Q}{T_f - T_1}$$

$$Capacidad\ del\ calorímetro = \frac{80\ cal}{152^{\circ}C} = 5.3\ \frac{cal}{^{\circ}C}$$

capítulo

4

Elementos, átomos y la tabla periódica

CONTENIDO

4.1 Elementos: teoría antigua y moderna

4.2 Nombres y símbolos

4.3 Elementos abundantes y elementos raros

4.4 La tabla periódica de los elementos

4.5 Propiedades físicas de los elementos

4.6 Átomos: de Demócrito a Dalton

4.7 La teoría atómica de Dalton

4.8 Átomos y partículas subatómicas

4.9 Isótopos

4.10 Masas atómicas de los elementos

4.11 Cómo contar con moles

4.12 Masas molares y fórmulas químicas: una introducción

Los elementos que aquí se muestran (en el sentido de las manecillas del reloj y a partir de arriba) son bromo, zinc, cobre, calcio y azufre, con el yodo en el centro.

En el interior de la cubierta de este libro, y probablemente en el muro de tu salón de clases, encontrarás una tabla periódica de los elementos. Las tablas periódicas modernas muestran los símbolos de 115 elementos conocidos. Estos elementos están ordenados de modo que aquéllos cuyas propiedades son similares estén situados próximos unos de otros. Hasta donde se sabe, todo lo que existe en el universo está formado de estos elementos. Hay un tipo de átomo diferente por cada elemento, y cuando los átomos se combinan químicamente, son posibles muchos compuestos distintos. Hasta ahora los químicos han identificado más de 25 millones de compuestos. Tu propio organismo contiene miles de compuestos formados de átomos de estos elementos.

En este capítulo enfocaremos nuestro estudio a los elementos y aprenderemos a utilizar la tabla periódica. Es indispensable que comiences por aprender de memoria los nombres y símbolos de los elementos para que puedas aprovechar la útil información que contiene la tabla periódica. Identificaremos los elementos que son abundantes y los escasos, los metales y los no metales, y compararemos las propiedades

características de algunos elementos. Después, ya en el nivel atómico, examinaremos las propiedades fundamentales de los átomos y de las partículas subatómicas principales. Concluiremos el capítulo con una breve introducción a las fórmulas moleculares y a las masasm olares.

4.1 Elementos: teoría antigua y moderna

Fueron necesarios muchos siglos para alcanzar nuestra comprensión actual de los elementos químicos. Robert Boyle, un científico inglés de modales reposados, incluyó una definición de los elementos en su libro *The Sceptical Chymist* (*El químico escéptico*), publicado en 1661. Boyle decía que era preciso poner a prueba los materiales considerados como elementos. Si una sustancia es un **elemento**, no se puede descomponer en sustancias más simples. Boyle afirmó además que estas sustancias llamadas elementos serían consideradas como tales hasta el momento (en caso de llegar éste) en que a su vez pudiesen ser descompuestas en sustancias aún más simples. Cuando se combinan dos om áse lementos,s ef ormau nas ustanciac laramented iferente,l lamada **compuesto**.

Sobre la base de la definición de Boyle, Antoine Lavoisier (1743-1794), el destacado francés que descubrió la ley de conservación de la masa, incluyó una tabla de 33 elementos en su texto de química, el *Tratado elemental de química* publicado en 1789 (véase la sección 2.6). Algunos materiales incluidos en esta tabla no eran realmente elementos, pero Lavoisier fue el primero en utilizar nombres modernos y en cierto grados istemáticos,p arad esignarl ose lementosq uímicos.

De los tiempos de Lavoisier hasta nuestros días se han descubierto muchos elementos de origen natural, y otros han sido sintetizados, hasta hacer un total de 115 elementos. En la tabla periódica los elementos se numeran en orden: 1, 2, 3, y así sucesivamente. No se han hallado en la naturaleza elementos con números superiores a 92, pero se han sintetizado 23 elementos adicionales. El descubrimiento más reciente tuvo lugar en 1999,

Conexión con el aprendizaje
El trabajo de Boyle sobre los gases se describe en el capítulo 12.

Se podría decir que la química moderna se inicia aproximadamente en esta época.

UNA MIRADA CERCANA

Descubrimiento del darmstadtio

El darmstadtio es un elemento sintético. Se obtuvo por primera vez en 1994, mediante una fusión nuclear resultado del bombardeo de isótopos de plomo (^{208}Pb) con iones acelerados de níquel (^{62}Ni), en un acelerador de iones pesados:

Nombre: Darmstadtio	**Grupo:** 10 de la IUPAC, VIIIB del sistema tradicional
Símbolo: Ds	**Periodo:** 7
Número atómico: 110	**Bloque:** d
Masa atómica: [281 uma]	**Clasificación:** metal de transición
Estado de agregación: presumiblemente sólido a 298 K	**Color:** quizá metálico, blanco, plateado o gris.

El darmstadtio está en el mismo grupo que el níquel, el paladio y el platino, por ello se cree que puede ser un metal sólido brillante. Se lograron crear sólo unos átomos de darmstadtio. La reacción nuclear involucra la fusión de un isótopo de plomo, con uno de níquel:

$$^{208}\text{Pb} + {}^{62}\text{Ni} \rightarrow {}^{269}\text{Ds} + {}^{1}\text{n}$$

Nunca se ha obtenido una cantidad observable de este elemento, y quizá jamás sea posible, porque los átomos del elemento se descomponen emitiendo partículas alfa (las cuales son núcleos de átomos de helio), con una vida media de sólo 270 microsegundos.

El darmstadtio fue creado en Darmstadt, Alemania, por un equipo encabezado por Peter Armbruster, Sigurd Hofmann y Gottfried Münzenberg.

Conexión médica
El tecnecio no está presente de forma natural en la Tierra, pero, con base en datos de análisis espectrales, los astrónomos piensan que este elemento existe en ciertas estrellas. El tecnecio sintético se utiliza en el diagnóstico médico, especialmente en exámenes del cerebro, hígado y tejido óseo.

cuando se crearon tres átomos del elemento 118 en Berkeley, California. Se considera que tres de los primeros 92 elementos no están presentes en la Tierra, pero fueron sintetizados entre 1937 y 1941.

Elemento	Número	Fecha de síntesis	Lugar
Tecnecio	43	1937	Italia
Ástato	85	1940	Universidad de California
Promecio	61	1941	Universidad del Estado de Ohio

Véanse los problemas 4.1-4.8.

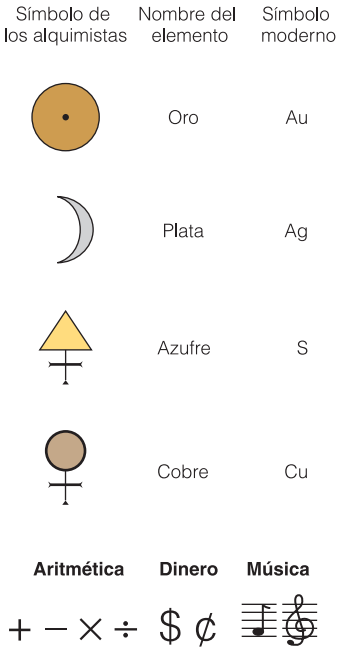


Figura 4.1 El uso de símbolos no es exclusivo de la química. Los símbolos pueden ser de gran utilidad cuando se sabe lo que significan.

Conexión con el aprendizaje
Símbolos: El *símbolo* Co representa el cobalto, pero CO (C mayúscula y O mayúscula) es la *fórmula* del dióxido de carbono, que se compone de los elementos carbono (C) y oxígeno (O). Es necesario tener cuidado de escribir cada letra clara y correctamente para evitar confusiones. En ocasiones se utilizan símbolos de tres letras que representan el número atómico en latín de elementos recién descubiertos que aún no tienen nombre.

EJEMPLO 4.1 La búsqueda de elementos

Citaa portacionesi mportantesr elacionadasc onl os iguiente.

(a) RobertB oyle **(b)** Lavoisier **(c)** elementoss intetizados

SOLUCIÓN

(a) Robert Boyle definió los elementos como aquellas sustancias que no se pueden descomponere ns ustanciasm áss imples.

(b) El texto de Lavoisier incluía una lista de elementos con base en los criterios de Boyle. Lavoisier subrayó la importancia de la experimentación y la recopilación ded atosc uantitativos.

(c) A partir de 1940, los investigadores modernos han sintetizado 23 elementos con númerosm ayoresd e9 2.

EJERCICIO 4.1

En la antigua Grecia se pensaba que la tierra y el aire eran elementos. Sobre la base de la definición de Boyle, explica por qué estos materiales ya no se clasifican como elementos.

4.2 Nombres y símbolos

Es frecuente el uso de símbolos en lugar de enunciados escritos. Muchos de los primeros símbolos que se utilizaron para representar diversas sustancias químicas provenían de la mitología antigua (Fig. 4.1). Pero los símbolos no habían sido normalizados; diversos alquimistas de la Edad Media idearon sus propias notaciones taquigráficas para mantener oculto su trabajo. Por ejemplo, en un manuscrito italiano elaborado en el siglo XVII el elemento mercurio aparece representado mediante 20 símbolos y 35 nombres diferentes.

El químico sueco J.J. Berzelius (Fig. 4.2) inventó un sistema sencillo de notación química que introdujo en 1814. Sus símbolos eran letras tomadas del nombre del elemento. Hoy en día, estos símbolos se emplean en todo el mundo. El **símbolo** de un elemento no tiene más de tres letras: la primera siempre es mayúscula; las letras segunda y tercera,s il ash ay,s onm inúsculas.

Los nombres de los elementos y sus símbolos provienen de muchas fuentes. Algunos nombres tienen su origen en palabras latinas, griegas o alemanas que describen una propiedad característica del elemento. Otros deben su nombre al país o lugar donde se descubrieron, o lo han recibido en honor de científicos famosos. Por ejemplo, el nombre del elemento bario proviene de la palabra griega *barys*, que significa pesado. El nombre del germanio se deriva de *Germania*, el nombre en latín de Alemania. Al elemento 99 se le dio el nombre de einstenio en honor de Albert Einstein. La tabla 4.1 es una lista de los nombres, símbolos y origen de los símbolos, junto con usos importantes de los elementos más comunes. Comienza por aprender de memoria los nombres y símbolos de los elementoss iguiendol asi ndicacionesd et up rofesor.

Tabla 4.1 Nombres, símbolos y usos de algunos elementos importantes

Elemento	Símbolo	Origen del nombre	Algunos usos importantes
Aluminio	Al	Latín, *alumen* (alumbre)	Utensilios de cocina, aeronaves, recipientes, aleaciones estructurales
Antimonio	Sb	Latín, *stibium* (marca)	Baterías, revestimiento de cables, compuestos a prueba de flamas
Argón	Ar	Griego, *argon* (inactivo)	Bombillas eléctricas y tubos fluorescentes
Arsénico	As	Latín, *arsenicum*	Semiconductores (es tóxico)
Azufre	S	Sánscrito, *sulvere*	Pólvora, neumáticos de automóvil, ácido sulfúrico, papel, fumigantes
Bario	Ba	Griego, *barys* (pesado)	Pintura, vidriería, fuegos de artificio
Berilio	Be	Griego, *beryl*	Aleación para resortes, herramientas que no producen chispas, computadoras
Bismuto	Bi	Alemán, *bisemutum* (masa blanca)	Aleaciones de bajo punto de fusión para fundición y aspersores contra incendio
Boro	B	Árabe, *buraq*	Ablandador de agua de bórax, endurecedor de acero, vidrio de borosilicato
Bromo	Br	Griego, *bromos* (olor intenso)	Compuestos que se emplean como medicinas, tintes y fumigantes
Cadmio	Cd	Latín, *cadmia*	Aleaciones de bajo punto de fusión, baterías, recubrimientos
Calcio	Ca	Latín, *calx* (cal)	Cemento, cal, aleaciones
Carbono	C	Latín, *carbo* (carbón)	Diamantes, carbón vegetal, lubricantes de grafito, neumáticos, tintas, fotocopiadoras
Cesio	Cs	Latín, *caesius* (azul cielo)	Celdas fotoeléctricas
Cloro	Cl	Griego, *chloros* (amarillo verdoso)	Purificación de agua, blanqueo de papel, tintes, manufactura de productos químicos
Cobalto	Co	Alemán, *Kobold* (duende)	Imanes, herramientas, acero inoxidable
Cobre	Cu	Latín, *cuprum*	Cable eléctrico, latón, monedas, combate de algas
Criptón	Kr	Griego, *kryptos* (oculto)	Bombillas eléctricas brillantes
Cromo	Cr	Griego, *chroma* (color)	Cromo, acero inoxidable
Estaño	Sn	Latín, *stannum*	Aleaciones (peltre, bronce, soldadura), recubrimiento del acero para latas
Estroncio	Sr	Strontian, Escocia	Luces de Bengala y fuegos de artificio (color rojo)
Flúor	F	Latín, *fluere* (fluir)	Producción de uranio, grabado de vidrio, freón
Fósforo	P	En griego, productor de luz	Fertilizantes, detergentes, células vegetales y animales
Galio	Ga	Latín, *Gallia* (Francia)	Semiconductores, transistores
Germanio	Ge	Latín, *Germania* (Alemania)	Semiconductores, transistores
Helio	He	Griego, *helios* (sol)	Soldadura, globos, buceo de altura
Hidrógeno	H	Griego, *hydro* (agua) y *genes* (formador de)	Manufactura de amoniaco, cohetes, hidrogenación de aceite vegetal
Hierro	Fe	Latín, *ferrum*	Acero, aleaciones de hierro, imanes, máquinas, herramientas, partes de automóvil
Litio	Li	Griego, *lithos* (piedra)	Lubricantes, síntesis de sustancias orgánicas
Magnesio	Mg	Magnesia, Grecia	Bombillas de magnesio, luces de Bengala, aleaciones ligeras

Tabla 4.1 Nombres, símbolos y usos de algunos elementos importantes (continuación)

Elemento	Símbolo	Origen del nombre	Algunos usos importantes
Manganeso	Mn	Latín, *magnes* (magneto)	Aleaciones de acero, pilas secas
Mercurio	Hg	Griego, *hydrargyrum*	Termómetros, interruptores eléctricos, baterías, lámparas fluorescentes, explosivos
Neón	Ne	Griego, *neos* (nuevo)	Anuncios publicitarios de neón
Níquel	Ni	En alemán, Satanás o el viejo Nick	Acero inoxidable, monedas, bóvedas, placas para blindaje
Nitrógeno	N	Griego, *nitron*	Síntesis de amoniaco, criogenia (temperaturas muy bajas, −196°C)
Oro	Au	Latín, *aurum* (aurora resplandeciente)	Conductores eléctricos, joyería, monedas
Oxígeno	O	Griego, *oxys* (ácido) y *genes* (formador de)	Respiración, combustión, miles de compuestos orgánicos
Plata	Ag	Latín, *argentum*	Monedas, productos químicos fotográficos, joyería, platería, contactos eléctricos, baterías
Platino	Pt	Español, *platina* (plata)	Joyería, motores a reacción, resistencia a la corrosión
Plomo	Pb	Latín, *plumbum*	Municiones, baterías, protección contra la radiación
Potasio	K	Inglés, *potash* Latín, *kalium*	Fertilizantes, presente en miles de compuestos
Silicio	Si	Latín, *silex* (pedernal)	Semiconductores, chips de computadora, abrasivos, herramientas, repelentes de agua
Sodio	Na	Latín, *natrium*	Presente en muchos compuestos; p. ej. sal, lejía
Tungsteno	W	Sueco, *tung sten* (pesado) Alemán, *wolfram*	Punto de fusión más alto, bombillas eléctricas, herramientas, taladros dentales, acero
Yodo	I	Griego, *iodos* (violeta)	Medicina, tratamiento de la tiroides, manufactura de productos químicos
Zinc	Zn	Alemán, *zink*	Clavos galvanizados (recubiertos de zinc), piezas troqueladas, pigmentos, cosméticos

Figura 4.2 Jons Jakob Berzelius (1799-1848) fue el químico sueco que inventó los símbolos químicos modernos. Llevó a cabo más de 2 000 experimentos en su sencillo laboratorio, y descubrió los elementos silicio, selenio, cerio y torio.

EJEMPLO 4.2 Símbolos de los elementos

Indicae ls ímboloy d osu sosi mportantesd el ose lementoss iguientes.

(a) sodio **(b)** plomo **(c)** mercurio **(d)** zinc

SOLUCIÓN

Elemento	Símbolo	Algunos usos
(a) Sodio	Na	Sal de mesa (NaCl), lejía (NaOH) y muchos otros compuestos
(b) Plomo	Pb	Baterías de automóvil, municiones de plomo y objetos de "cristal" de plomo (contiene compuestos de plomo)
(c) Mercurio	Hg	Baterías pequeñas para cámaras y aparatos para la sordera y termómetros para laboratorios y hospitales
(d) Zinc	Zn	Cosméticos, pigmentos y materiales "galvanizados" (recubiertos de zinc) que no se enmohecen (clavos, cubos, latas para basura, etc.)

EJERCICIO 4.2

Escribe losn ombresd el ose lementosc uyoss ímboloss onl oss iguientes.

(a) K **(b)** Cu **(c)** Fe **(d)** Ag

Véanse los problemas 4.9-4.16.

4.3 Elementos abundantes y elementos raros

La abundancia cósmica de los diversos elementos varía considerablemente en todo el universo. Alrededor del 94.2% de todos los átomos del universo son átomos de hidrógeno. Otro 5.7% de todos los átomos son de helio, lo que deja aproximadamente 0.1% para el resto de los elementos (Fig. 4.3). En nuestro sistema solar los porcentajes son algo diferentes, como se aprecia en la tabla 4.2, pero los primeros dos elementos de la tabla periódica, los elementos más simples, constituyen más del 99% de todos los átomos del universoy d en uestros istemas olar.

En nuestro planeta, 11 elementos forman más del 99% de la masa de la corteza terrestre, el agua de los océanos y ríos y la atmósfera. En la Fig. 4.4 se muestran los porcentajes de estos 11 elementos más abundantes. El oxígeno (casi 50%) y el silicio (25%) suman en conjunto el 75% de esta masa. El agua que cubre alrededor del 71% de la superficie del planeta contiene aproximadamente 89% en masa de oxígeno. La arena y los silicatosp resentese nl aa rcillas onr icos tantoe no xígenoc omoe ns ilicio.

Tan sólo tres elementos (oxígeno, carbono e hidrógeno) forman el 93% de la masa del cuerpo humano, y junto con nitrógeno, calcio y fósforo constituyen el 99% de ella (Fig. 4.5). El cuerpo humano contiene sólo huellas de otros elementos, pero varios de estos oligoelementoss ond ei mportanciac apitalp aral ac onservaciónd el as alud.

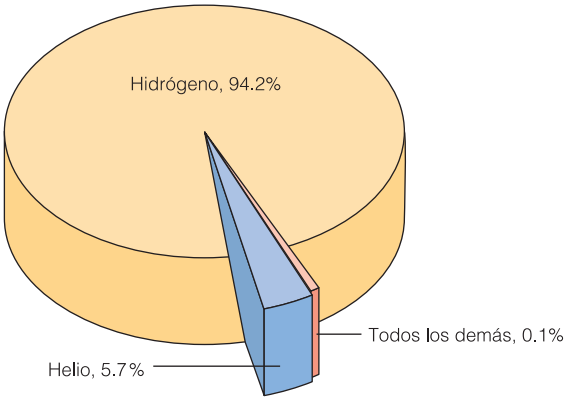


Figura 4.3 Abundancia de los elementos en el universo en porcentaje de los átomos totales.

Tabla 4.2 Elementos más abundantes en el universo

Porcentaje de los átomos totales		
Elemento	**El universo**	**Nuestro sistema solar**
Hidrógeno	94.2%	85%
Helio	5.7%	15%
Todos los demás, especialmente oxígeno, carbono, nitrógeno y silicio	0.1%	0.1%

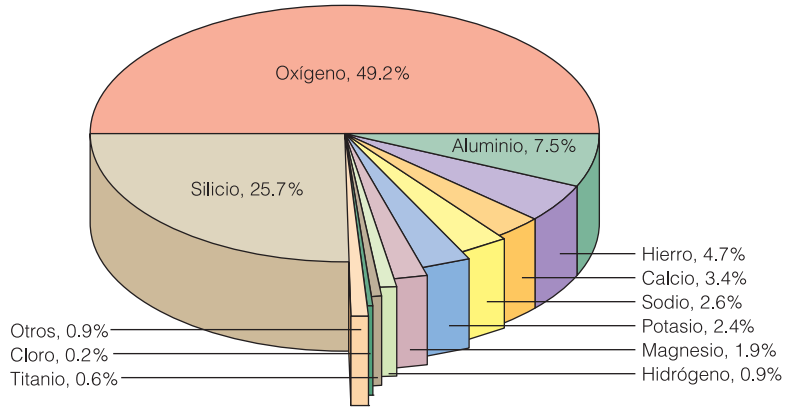


Figura 4.4 Abundancia de los elementos en la corteza, el agua y la atmósfera terrestres en porcentaje en masa.

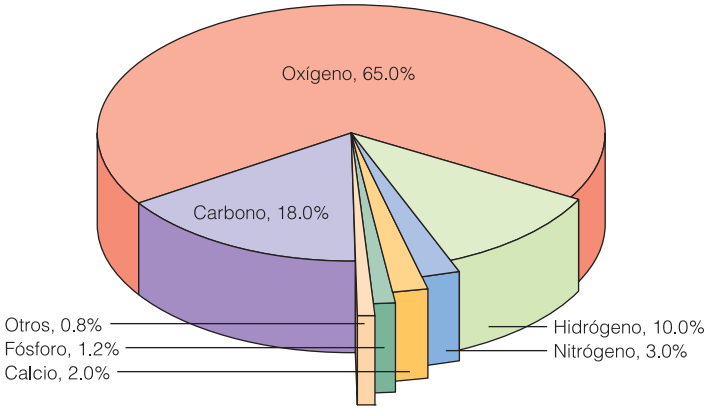


Figura 4.5 Abundancia de los elementos en el cuerpo humano en porcentaje en masa.

EJEMPLO 4.3 Abundancia de los elementos

Indica los dos elementos más abundantes en el universo, en la corteza y la atmósfera terrestres y en el cuerpo humano.

SOLUCIÓN

Posición (abundancia)	Universo	Corteza terrestre	Cuerpo humano
Primero	Hidrógeno	Oxígeno	Oxígeno
Segundo	Helio	Silicio	Carbono

EJERCICIO 4.3

Véanse los problemas 4.17 y 4.20.

(a) ¿Qué adviertes al comparar la composición del universo en su totalidad con lose lementosp resentese nn uestros istemas olar?

(b) ¿Cuál es la ubicación de estos elementos en la tabla periódica, y qué nos indicae sto?

4.4 La tabla periódica de los elementos

Una tabla periódica, como la que muestra la Fig. 4.6, proporciona gran cantidad de información acerca de los elementos, cada uno de los cuales se clasifica como metal, no metal o metaloide. Los **metales** están a la izquierda o debajo de la línea diagonal escalonada gruesa de la tabla periódica, y los **no metales** aparecen a su derecha. Observa que hay muchos más metales que no metales. Los elementos situados al lado de esta línea

diagonal se conocen como **metaloides**, y poseen ciertas propiedades que son intermedias entre las de los metales y no metales representativos. A las filas horizontales de elementos de la tabla periódica se les llama **periodos**, y las columnas verticales de elementos reciben el nombre de **grupos**, o en ocasiones **familias** de elementos. Por ejemplo, los metales del Grupo IA, la familia de los **metales alcalinos**, son los de la primera columna del lado izquierdo de la tabla periódica. En la Fig. 4.7 puedes ver muestras de metales y nom etales.C omparas ua pariencia.

Metales

Casi todos los metales, a diferencia de los no metales, adquieren un lustre metálico brillante cuando se pulen. Los metales no tienden a combinarse químicamente unos con otros, pero sí reaccionan con los no metales para formar muchos y muy variados compuestos. Las menas comunes de metales como el hierro y el aluminio contienen el metal combinado con oxígeno. Los metales del Grupo IA de la tabla periódica son los más reactivos. Estos metales nunca están presentes en la naturaleza como elementos "libres", esto es, no combinados. Los metales menos reactivos, como el cobre, la plata y el oro, situados cerca del centro de la tabla periódica, presentan más probabilidades de hallarsee nl an aturalezac omoe lementos" libres".

No metales

Entre los no metales se cuentan dos gases muy conocidos, el nitrógeno y el oxígeno, que están presentes en la atmósfera. El carbono —presente en forma de diamante, grafito y carbón vegetal— y el azufre son no metales que pueden encontrarse en la naturaleza como sólidos en forma elemental, no combinada. En los minerales, los metales están combinados químicamente con no metales como oxígeno, azufre, nitrógeno y fósforo. Los no metales también se combinan unos con otros para formar compuestos como dióxido de carbono, CO_2, monóxido de carbono, CO, dióxido de azufre, SO_2, metano, CH_4, ya moniaco,N H_3. El flúor es el no metal más reactivo.

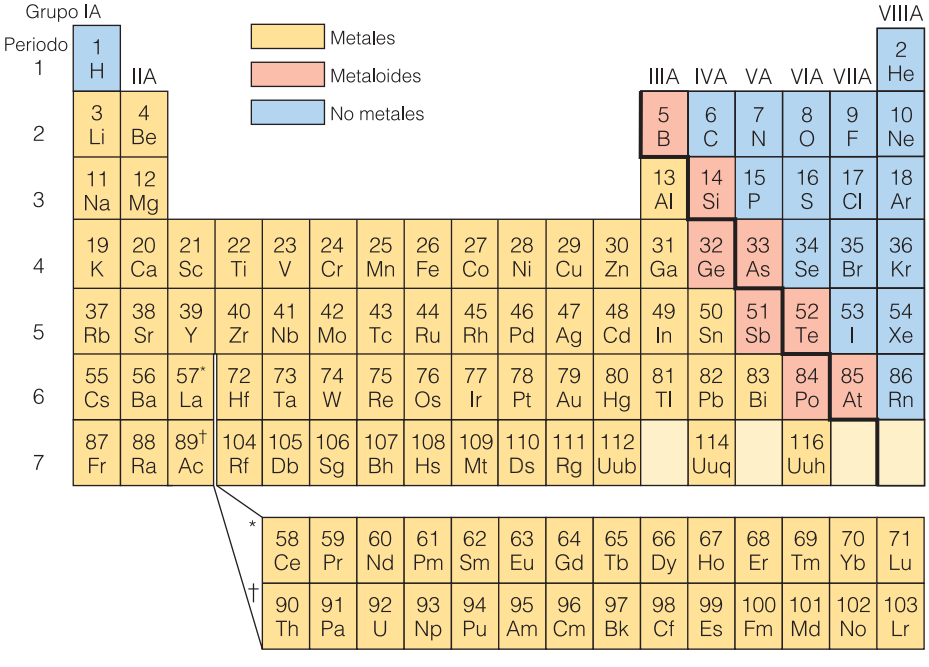


Figura 4.6 Los elementos se clasifican como metales, metaloides y no metales, como se muestra en esta tabla periódica.

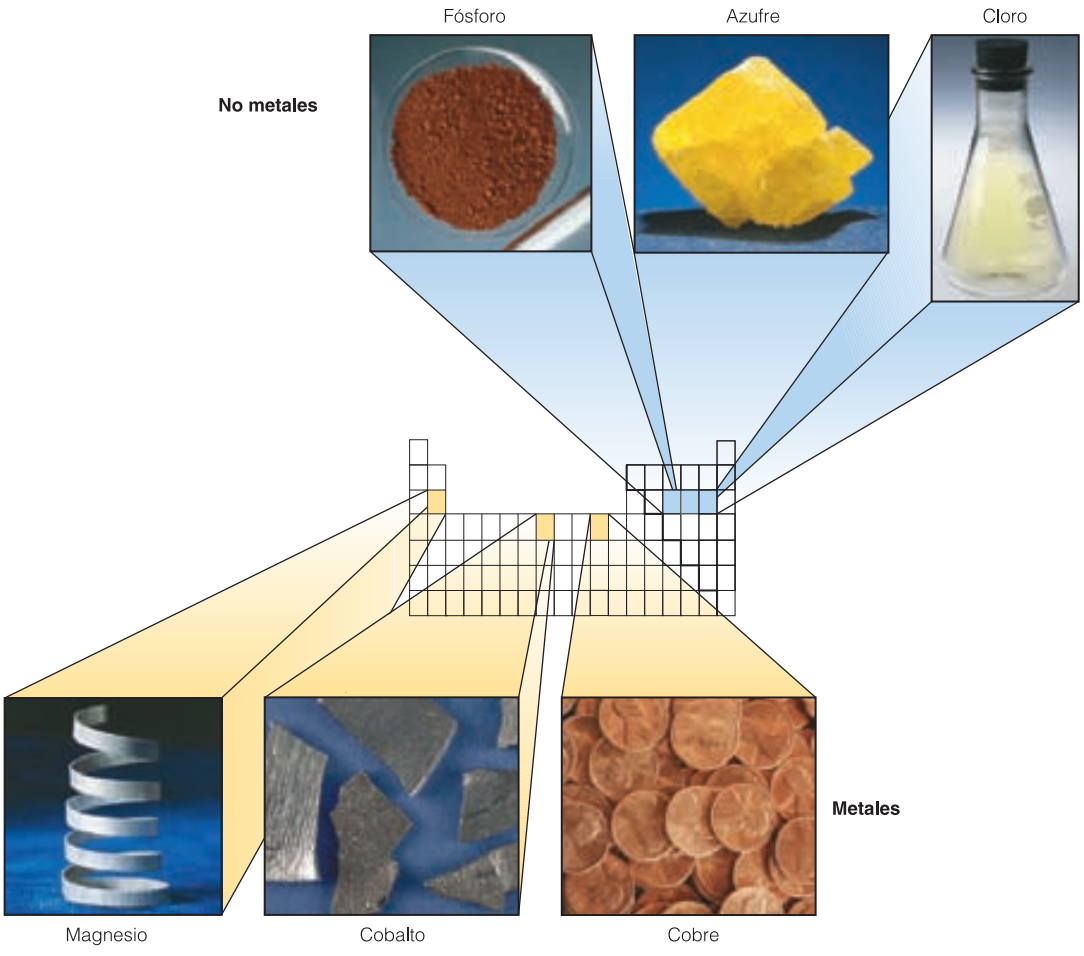


Figura 4.7 Algunos metales y no metales.

Elementos diatómicos

En tanto que muchos elementos existen en la naturaleza como átomos individuales, siete de los elementos no metálicos —hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro, bromo y yodo— existen como pares de átomos combinados químicamente en forma de **moléculas diatómicas** en las condiciones ambientales ordinarias (Fig. 4.8). El subíndice 2 de sus fórmulas químicas respectivas, H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2, indica que cada molécula tiene dos átomos del mismo elemento. En cada molécula diatómica los dos átomos se mantienen unidos en virtud de fuerzas de atracción conocidas como *enlaces químicos*. Los últimos cuatro elementos de esta lista pertenecen a una misma familia de elementos: la **familia de los halógenos**. Observa la ubicación de los elementos diatómicos en la tabla periódica y aprende de memoria sus nombres (Fig. 4.9).

Conexión con el aprendizaje
Para recordar con facilidad los elementos diatómicos, piensa en **HON** y **Hal**; HON representa hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, y Hal representa los halógenos.

Conviene aclarar un punto que suele dar lugar a confusión. Cuando uno cualquiera de los siete elementos diatómicos se combina con otro elemento para formar un compuesto, ya no existe la tendencia a formar pares de átomos. En los compuestos, el número de átomos de cada clase depende del tipo de átomos que se encuentran combinados. Por ejemplo, en el amoniaco gaseoso, NH_3, cada molécula está formada de *un* átomo de nitrógeno y *tres* átomos de hidrógeno, no de pares de átomos de nitrógeno y de átomos de hidrógeno. En el ácido nítrico, HNO_3, hay un solo átomo de hidrógeno por cada átomo de nitrógeno y tres átomos de oxígeno; no hay pares de átomos.

Metaloides

Los elementos que se encuentran en la región intermedia de la tabla periódica, entre los metales y los no metales, se llaman metaloides. En general, sus propiedades también tienen un carácter intermedio. Por ejemplo, los metales son buenos conductores de la electricidad, los no metales son no conductores, y los metaloides son semiconductores eléctricos. Debido a esta propiedad especial, los metaloides como el silicio, el germanio, el arsénico y el boro son particularmente útiles en la industria electrónica para la manufactura de transistores, chips de computadora y celdas solares eléctricas. El silicio es el metaloide más abundante y el cuarto elemento más abundante en la Tierra. Nunca se encuentra en la naturaleza en la forma elemental, pero los silicatos, que son compuestos complejos de silicio, oxígeno y diversos metales, están presentes en los suelos, arcillas y arena. (Fig. 4.10.) El cuarzo, la arena, el ágata, la amatista y el pedernal contienen formas de dióxido de silicio (SiO_2) impuro. Los tabiques, el vidrio, el cemento y la cerámicat ambiénc ontienenc ompuestosd es ilicio.

Conexiones con el mundo real

- Para elaborar chips de computadora y dispositivos semiconductores se necesita silicio de alta pureza; no puede haber más de 1 parte por millón de impurezas en el silicio.
- Las carátulas de reloj en las que se han inyectado átomos de silicio tienen la resistencia suficiente para ser utilizados por los buzos en los lugares más profundos sin que se rompan por efecto de la presión.

EJEMPLO 4.4 Metales, no metales y metaloides

Con ayuda de la tabla periódica, clasifica los elementos siguientes como metales, no metaleso m etaloides.

(a) calcio **(b)** arsénico **(c)** yodo

SOLUCIÓN

(a) El calcio es un metal.

(b) Ela rsénicoe su n metaloide.

(c) El yodo es un nom etal.

EJERCICIO 4.4

Cita el nombre e indica la fórmula de siete elementos diatómicos. Localízalos en la tablap eriódica.

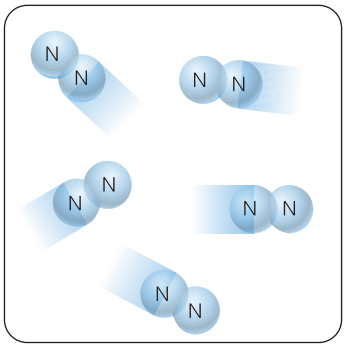


Figura 4.8 El nitrógeno gaseoso se compone de moléculas diatómicas, esto es, de moléculas que contienen dos átomos de nitrógeno.

Véanse los problemas 4.21-4.28.

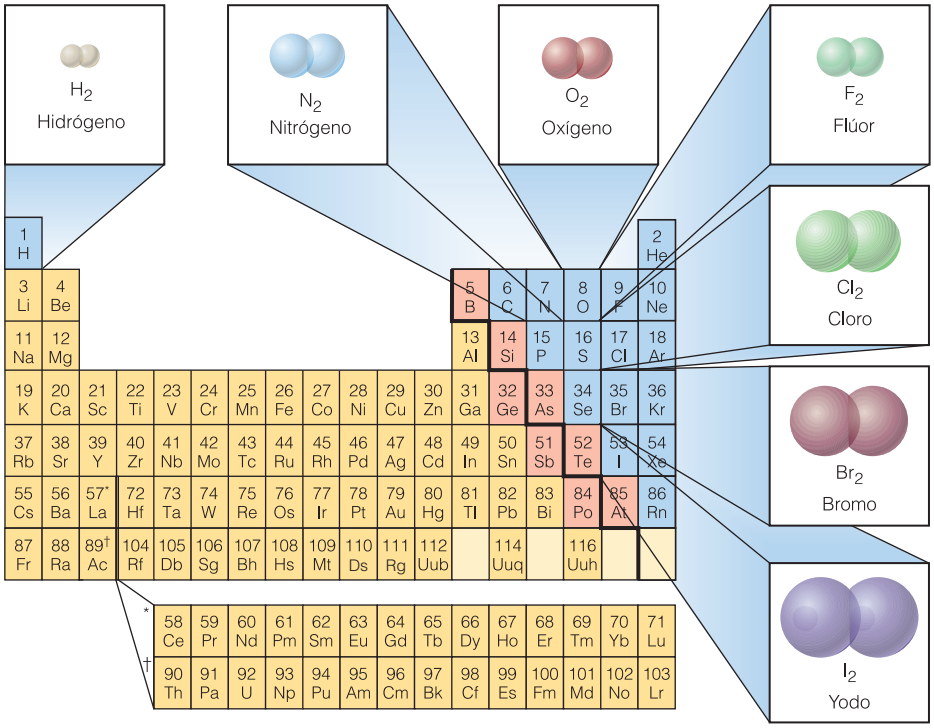
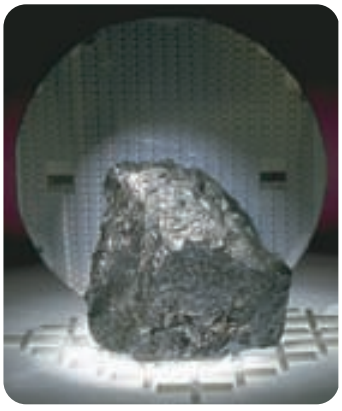
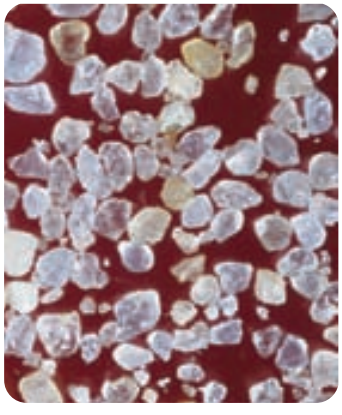


Figura 4.9 Los elementos diatómicos: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2.



(a)



(b)

Figura 4.10 (a) El elemento silicio se usa extensamente en los chips de computadora. (b) La arena ordinaria (aumentada) está formada por dióxido de silicio, un compuesto de silicio y oxígeno.

4.5 Propiedades físicas de los elementos

Las propiedades físicas especiales de los diferentes elementos dan lugar a un número casi infinito de variadas aplicaciones. Las características de semiconductor que exigen los chips de computadora se consiguen utilizando silicio, pero no plata. Las necesidades de materiales estructurales ligeros de las aeronaves se satisfacen con aluminio y titanio, pero no con un metal reactivo como el litio o un metal denso como el plomo. Así pues, son las *propiedades peculiares* de muchos elementos las que los hacen valiosos, y algunas de ellas nos ayudan a clasificar los elementos como metales o no metales, según se muestra en la tabla 4.3.

Estado físico

El hecho de que un elemento sea sólido, líquido o gas a cierta temperatura depende de su punto de fusión y de su punto de ebullición. La mayor parte de los elementos son sólidos a temperatura ambiente (20°C). Once elementos son gases, y seis de ellos son conocidos como **gases nobles** porque ordinariamente no se combinan con otros elementos para formar compuestos. Los gases nobles: helio, neón, argón, criptón, xenón y radón, están en la columna de la derecha de la tabla periódica. Los otros cinco elementos que son gases son el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno, el flúor y el cloro.

Sólo dos elementos son líquidos a temperatura ambiente (20°C): el bromo y el mercurio. El bromo es un no metal líquido rojo (Fig. 4.11); es muy reactivo y no se encuentra en la naturaleza como elemento sin combinar. En escala industrial, el bromo se extrae químicamente del agua de mar o de pozos de salmuera. Este elemento se utiliza extensamente en la preparación de numerosos productos químicos importantes, incluso medicamentos.

El mercurio es un metal líquido plateado brillante con un punto de fusión de –39°C y un punto de ebullición de 357°C (Fig. 4.12). Con este intervalo de temperatura en estado líquido y su buena conductividad eléctrica, el mercurio resulta especialmente útil en interruptores "silenciosos" de mercurio (permiten encender y apagar luces eléctricas de manera silenciosa), en termómetros, y en las lámparas de vapor de mercurio que se utilizanp arai luminarl otesd ee stacionamientoy o trasá reasa biertasg randes.

A excepción del mercurio, todos los demás metales son sólidos a temperatura ambiente (20°C). Algunos de ellos tienen puntos de fusión bastante elevados. Estos elementos se agrupan en la región inferior central de la tabla periódica.

Conductividad

La **conductividad** de una sustancia es una medida de la facilidad relativa con la que una muestra transmite calor o electricidad. Los metales conducen tanto el calor como la electricidad; en cambio, los no metales son malos conductores. Los mejores conductores son los metales cobre, plata, oro (observa su ubicación en la tabla periódica) y aluminio. Ciertos metales muy reactivos de los Grupos IA y IIA (en el extremo izquierdo de la tabla periódica) también son buenos conductores; entre ellos están el sodio, el potasio, el magnesio y el calcio. En contraste, es posible fabricar buenos aisladores a partir de diversos materiales vítreos y cerámicos que contienen compuestos complejos de nom etales,c omoe lo xígeno,c onm etaloidesc omoe ls ilicio.

Conexiones con el mundo real

- El mercurio metálico es muy tóxico: se absorbe a través de la piel o del sistema respiratorio.
- Una lámpara fluorescente típica contiene alrededor de 20 mg de mercurio, pero los ingenieros han ideado otras lámparas con la mitad de esa cantidad a fin de satisfacer las normas de residuos peligrosos.

El tungsteno tiene el punto de fusión más alto de todos los elementos: 3407°C o 6165°F. Se utiliza como filamento en las bombillas incandescentes eléctricas.

Lustre, maleabilidad, ductilidad y dureza

Las superficies pulidas de metales como la plata y el cromo poseen un **lustre** que es producto de su capacidad de reflejar la luz. Los no metales carecen de lustre. Ciertos metales son **maleables**, es decir, se les puede laminar o martillar para darles forma. Entre los metales maleables se cuentan el aluminio, el cobre y el acero (una aleación de hierro

Tabla 4.3 Propiedades físicas de los metales y no metales

Propiedad	Metales	No metales
Estado físico a temperatura ambiente	Todos sólidos, excepto el Hg	Sólidos, líquidos, gases
Conductividad	Buenos conductores del calor y la electricidad Ejemplos: Ag, Cu, Hg, Al	Malos conductores del calor y la electricidad Ejemplos: S, Se, I_2
Lustre	Superficie brillante Ejemplos: Ag, Au, Cr	Superficie opaca Ejemplos: C (carbón vegetal), S, P
Maleabilidad	Maleables; muchos se pueden martillar o laminar Ejemplos: Fe, Au, Sn, Pb	No maleables, frágiles, se desmoronan al golpearlos Ejemplos: S, C, P
Ductilidad	Dúctiles; muchos se pueden estirar para formar alambres Ejemplos: Al, Cu, Fe	No dúctiles
Dureza	Algunos son duros y otros blandos Ejemplos: Metales duros: Cr, Fe, Mn Metales blandos: Au, Pb, Na	En su mayoría no son duros, excepto el diamante

Figura 4.11 El bromo, Br_2, es el único elemento no metálico líquido a temperatura ambiente.

con carbono y huellas de otros elementos). Los metales como el cobre, el aluminio y el hierro son **dúctiles**: es posible estirarlos para formar alambres. Los no metales no son maleables ni dúctiles. Ciertos metales, como el cromo, el manganeso y el níquel, presentan una superficie dura; en cambio, otros, como el oro, el plomo, el cobre, el sodio y el potasio, son blandos. Las singulares propiedades físicas de muchos elementos hacen posible una extensa variedad de usos importantes en productos industriales y de consumo.

EJEMPLO 4.5 Propiedades físicas

¿Cuálesd el asc aracterísticass iguientess onp ropiasd el osn om etales?

(a) Todoss ong asesa t emperaturaa mbiente.
(b) Nos onm aleablesn id úctiles.
(c) Tienens uperficiesb rillantes.
(d) Sonn oc onductores.

Figura 4.12 El mercurio, Hg, es el único metal líquido a temperatura ambiente.

Véanse los problemas 4.29-4.34.

Figura 4.13 Demócrito, un antiguo filósofo griego, creía que la materia estaba formada por partículas elementales a las que llamó *átomos*.

"Para comprender lo muy grande es preciso comprender lo muy pequeño."

—Demócrito

Priestley (1733-1804) apoyó abiertamente las revoluciones francesa y estadounidense. Fue hostigado en varias ocasiones, y su casa, biblioteca y laboratorio fueron saqueados. Huyó de Inglaterra en 1794 y se estableció en Pensilvania, donde vivió hasta su muerte en 1804.

Scheele (1742-1786) era muy entusiasta acerca de las investigaciones científicas. Se afirma que dijo "cuánto goza el investigador cuando un descubrimiento premia su diligencia; entonces se alegra su corazón".

Conexión con el aprendizaje
Consulta el análisis de la conservación de la masa y el recuadro de la página 25.

Conexión con el aprendizaje
Consulta el capítulo 2 y el recuadro de la página 27.

SOLUCIÓN

(a) Falso. Un no metal Br_2 es líquido; los demás son sólidos o gases.
(b) Verdadero.
(c) Falso.S us uperficiee so paca.
(d) Verdadero.

EJERCICIO 4.5

(a) Cita dos elementos que sean líquidos a temperatura ambiente. Clasifícalos comom etal,n om etalo m etaloide.
(b) Compara estas propiedades físicas en relación con los metales y los no metales:c onductividad,m aleabilidady c onductividad.

4.6 Átomos: de Demócrito a Dalton

La mayoría de los filósofos griegos de la antigüedad, incluso Aristóteles (384-322 a.C.,) creían que la materia era continua y podía dividirse interminablemente en porciones más pequeñas. Pensaban que las gotas de agua podían dividirse indefinidamente en gotitas cada vez más pequeñas. Pero Leucipo, con base en su sola intuición, concluyó que tendría que haber unas partículas últimas que ya no pudiesen subdividirse más. Su discípulo Demócrito (alrededor de 470-380 a.C.) dio nombre a estas partículas últimas (Fig. 4.13): las llamó *atomos* (del griego *a*, "no", y *tomos*, "cortar"), que significa "indivisible".E sd ee sten ombred ed ondep rocedel ap alabra *átomo*.

Hoy en día sabemos que Demócrito tenía razón, aunque su opinión era en su época la de una minoría. El popular concepto de materia "continua" prevaleció durante 2000 años, hasta hace aproximadamente 300 años. Para entonces algunos científicos efectuaban ya observaciones minuciosas y mediciones exactas. En nuestros días, las ideas acercad el an aturalezad el am aterias eb asane nl ai nvestigacióne xperimental.

Descubrimiento del oxígeno

En 1774, el clérigo y científico inglés Joseph Priestley preparó oxígeno puro al enfocar por medio de una lente los rayos solares sobre un compuesto que contenía mercurio y oxígeno. El producto gaseoso hizo que una bujía ardiera con más intensidad. Priestley llamó a este gas "aire perfecto", pero no lo reconoció como un elemento nuevo. Karl W. Scheele, un boticario (farmacéutico) sueco, también descubrió el oxígeno aproximadamente por esa misma época, antes, según su cuaderno de notas fechado, pero en tanto se demorabal ai mpresiónd es ul ibro,P riestleya nunciós ud escubrimiento.

Explicación de la combustión

Poco después del descubrimiento del oxígeno, Antoine Lavoisier comprendió que este nuevo elemento era la pieza que faltaba en el rompecabezas para explicar la combustión. Lavoisier llevó a cabo experimentos cuantitativos y formuló la teoría correcta de la combustión: las sustancias se combinan con el oxígeno del aire cuando se queman. Explicó que la respiración y la combustión son químicamente similares. En ambos procesos, una sustancia reacciona con oxígeno y produce dióxido de carbono y agua. La masa (materia) se conserva en ambos casos, como lo establece su ley de conservación de la masa, descrita en el capítulo 2.

Ley de las proporciones definidas

En 1799, Joseph Louis Proust demostró que una sustancia llamada carbonato de cobre, ya fuese preparada en el laboratorio u obtenida de fuentes naturales, contenía los mismos tres elementos, cobre, carbono y oxígeno, y siempre en las mismas proporciones en

Figura 4.14 Ya sea que se sintetice en el laboratorio o se obtenga de diversas fuentes naturales, el carbonato de cobre siempre tiene la misma composición. El análisis de este compuesto llevó a Proust a formular la ley de las proporciones definidas.

términos de masa: 5.3 partes de cobre, 4.0 partes de oxígeno y 1.0 parte de carbono (Fig. 4.14). Proust formuló una nueva ley que resumía los resultados de este experimento y de muchos otros. Un compuesto, concluyó, siempre contiene elementos en ciertas proporciones definidas y en ninguna otra combinación. A esta generalización la llamó **ley de las proporciones definidas**; a veces se le llama *ley de la composición constante*. (Véasee lr ecuadrod e“ Comprobacióne xperimental”y l aF ig.4 .15.)

Tanto Lavoisier como Proust pertenecían a la nobleza francesa, pero Proust, a diferencia de Lavoisier (consulta la p. 25), trabajaba en España, temporalmente a salvo de los estragos de la Revolución Francesa. No obstante, su laboratorio fue destruido y él quedó en la pobreza cuando las tropas de Napoleón Bonaparte ocuparon Madrid en 1808.

UNA MIRADA CERCANA

Comprobación experimental

Una de las primeras ilustraciones de la ley de las proporciones definidas se halla en la obra del químico sueco J. J. Berzelius (1779-1848). (Véase la Fig. 4.2.)

En un experimento representativo, Berzelius calentó 10.00 g de plomo con diversas cantidades de azufre para formar sulfuro de plomo. Debido a que el plomo es un metal blando grisáceo, el azufre, un sólido amarillo pálido, y el sulfuro de plomo, un sólido negro brillante, era fácil saber cuándo había reaccionado todo el plomo. El exceso de azufre se podía eliminar lavando con disulfuro de carbono, un líquido que disuelve el azufre pero no el sulfuro de plomo. En tanto usase al menos 1.56 g de azufre, Berzelius obtenía exactamente 11.56 g de sulfuro de plomo; todo el azufre en exceso de 1.56 g quedaba como sobrante, sin reaccionar. Si utilizaba más de 10.00 g de plomo con 1.56 g de azufre, el exceso de plomo quedaba como sobrante. Estas reacciones se ilustran aquí en la Fig. 4.15 y se explican en la Fig. 4.18 de acuerdo con la teoría atómica de Dalton.

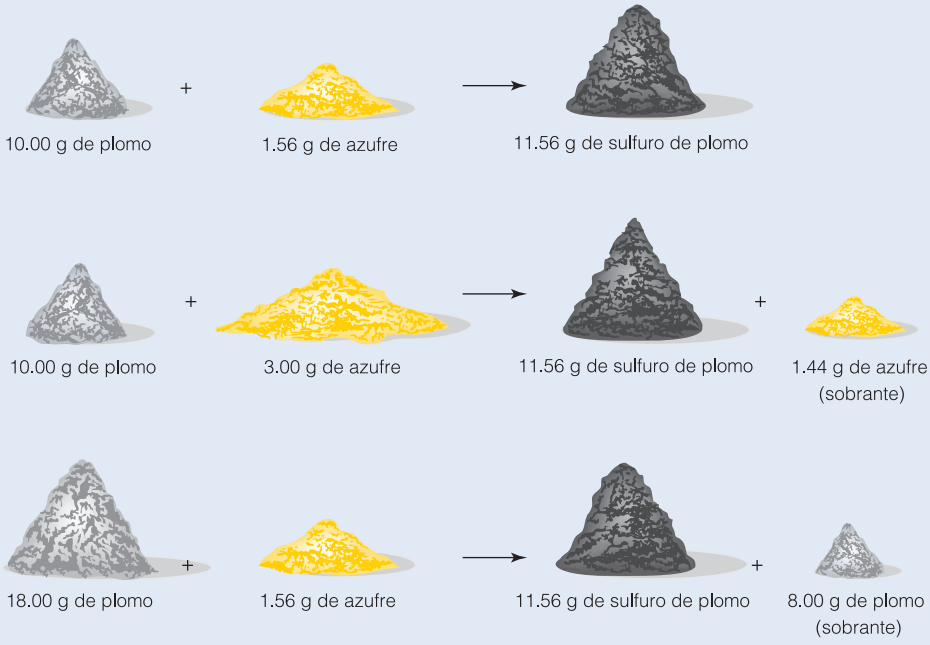


Figura 4.15 Ley de las proporciones definidas.

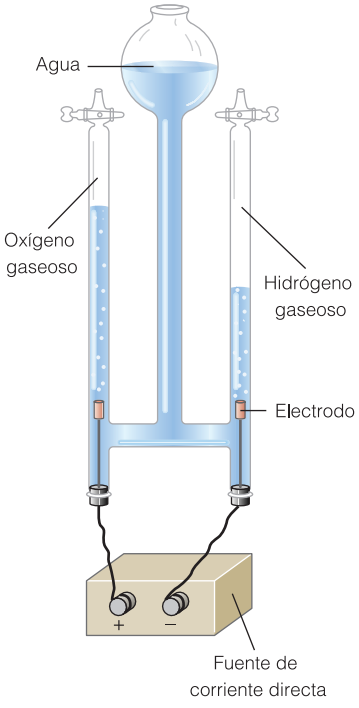


Figura 4.16 Electrólisis del agua. Durante la electrólisis, el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno gaseosos en proporción de 2 a 1 en volumen cuando una batería u otra fuente de corriente directa (cd) suministra energía.

Conexión con el aprendizaje
La primera electrólisis del agua se llevó a cabo sólo seis semanas después de que el italiano Alessandro Volta inventara la batería eléctrica.

Véanse los problemas 4.35-4.42.

Electrólisis del agua

Henry Cavendish, un inglés rico y excéntrico, había observado en 1783 que se producía agua cuando se quemaba hidrógeno en oxígeno. (Fue Lavoisier, sin embargo, quien explicó este experimento correctamente y aplicó los nombres de hidrógeno y oxígeno a estos elementos.) En 1800, dos químicos ingleses, William Nicholson y Anthony Carlisle, llevaron a cabo la reacción inversa (la descomposición del agua) haciendo pasar una corriente eléctrica a través del agua y descomponiéndola en los elementos hidrógeno y oxígeno (Fig. 4.16). La descomposición de un compuesto por medio de una corriente eléctrica recibe el nombre de **electrólisis**. La electrólisis del agua produce siempre hidrógeno y oxígeno en proporción de 2 a 1 en volumen, e ilustra una vez más la ley de las proporciones definidas. Este adelanto científico asestó un golpe mortal a la antigua idea griega de que el agua es un elemento, y también preparó el camino para importantesa contecimientosq uee stabanp ort enerl ugare ne lc ampod el aq uímica.

EJEMPLO 4.6 De Demócrito a Dalton: el proceso de la ciencia

Mencional asi deaso a portacionesf undamentalesd el osp ersonajess iguientes.

(a) Leucipo **(b)** Demócrito **(c)** Priestley **(d)** Lavoisier **(e)** Proust

SOLUCIÓN

(a) Leucipo afirmó que la materia no es continua, sino que contiene partículas indivisibles.
(b) Demócritol lamóá tomos,q ues ignificai ndivisibles,a l asp artículasú ltimas.
(c) Priestleyd escubrióe lo xígeno.
(d) Lavoisiere xplicól ac ombustióny f ormulól al eyd ec onservaciónd el am asa.
(e) Proust demostró que los compuestos están formados de elementos combinados en proporcionesd efinidas.

EJERCICIO 4.6

(a) ¿Qué tienen en común Berzelius y Proust? Explica tu respuesta.
(b) Explicae ls ignificadod el al eyd el asp roporcionesd efinidas.

4.7 La teoría atómica de Dalton

La ley de la conservación de la masa de Lavoisier y la ley de las proporciones definidas de Dalton fueron confirmadas repetidamente por medio de experimentos de laboratorio. Esto dio lugar a tentativas de formular teorías que explicasen estas leyes. Recuerda (capítulo 1) que una teoría es un modelo que explica de modo congruente las observaciones y las leyes.

John Dalton (Fig. 4.17), un maestro de escuela inglés, propuso un modelo muy completo para explicar los datos experimentales que se acumulaban en relación con la naturaleza de la materia. Mientras afinaba los detalles de su modelo, Dalton descubrió otra "ley" que su teoría también tendría que explicar. Además de confirmar la conclusión de Proust de que un compuesto contiene elementos en ciertas proporciones definidas, Dalton encontró que ciertos elementos se combinan en *más* de un conjunto de proporciones. Su **ley de las proporciones múltiples** establece que, si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento guardan entre sí una proporción sencilla de números enteros.

Por ejemplo, Dalton encontró que tres partes de carbono en masa se combinan ya sea con ocho partes de oxígeno o con cuatro partes de oxígeno en masa para formar dos

compuestos distintos. Dalton explicó que el primer compuesto tendría que tener el doble de átomos de oxígeno que el segundo compuesto. El primer compuesto descrito era el dióxido de carbono, de fórmula química CO_2 para representar una proporción de átomos de 1 a 2 de carbono y oxígeno. El segundo compuesto descrito era el monóxido de carbono, cuya fórmula química, CO, representa una proporción de átomos de 1 a 1 de carbono yoxí geno.

Como aquí se muestra, una **fórmula química** incluye un subíndice numérico a la derecha de cada símbolo químico de la fórmula para indicar las proporciones de los átomos. (El subíndice 1 no se escribe.)

Dalton asentó en 1803 los detalles de su ahora famosa teoría, que ofrecía una explicación lógica de las leyes que hemos mencionado. Las ideas principales de la **teoría atómica deD alton** son lass iguientes:

1. Todos los elementos se componen de diminutas partículas indivisibles llamadas átomos. No se crean ni se destruyen átomos durante las reacciones químicas.
2. Todos los átomos de un elemento dado son iguales, pero los átomos de un elemento difieren de los átomos de todos los demás elementos.
3. Se forman compuestos cuando átomos de elementos diferentes se combinan en proporciones fijas y pequeñas de números enteros, por ejemplo, 1 átomo de A con 1 átomo de B, 2 átomos de A con 1 átomo de B, o 3 átomos de A con 2 átomos de B.
4. Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, cada compuesto tiene una proporción de átomos diferente, pero definida, de números enteros. En el caso de estas sustancias químicas, si la masa de un elemento es fija, las diferentes masas del segundo elemento guardan entre sí proporciones de números enteros.
5. Cuando se lleva a cabo una reacción química, los átomos de las sustancias iniciales reaccionan unos con otros para formar sustancias nuevas y diferentes, con combinaciones de átomos distintas, pero no se crean ni se destruyen átomos.

Figura 4.17 John Dalton (1766-1844) consiguió explicar los datos experimentales reunidos por varios científicos cuando propuso su ahora famosa teoría atómica. Pese a que no distinguía los colores y no era un buen experimentador, las aportaciones de este maestro de escuela cuáquero influyeron de modo muy importante en el desarrollo de la química moderna.

La teoría atómica de Dalton era un modelo que efectivamente ayudaba a explicar cómo ajustaban entre sí las piezas del rompecabezas, esto es, los datos disponibles. No era una teoría perfecta, pero era tan sencilla y profunda que algunas modificaciones de menor cuantía (véase la nota al margen) no consiguieron destruir las verdades fundamentales quee xplicaba.

Los enunciados de Dalton requieren ciertas modificaciones. La investigación ha demostrado que no todos los átomos de un elemento tienen precisamente la misma masa, que los átomos contienen partículas subatómicas y que, en ciertas condiciones, es posible dividir los átomos.

La teoría de Dalton explica los resultados experimentales

- El primer punto de la teoría atómica de Dalton afirma que no es posible tener partes fraccionarias de átomos, y si los átomos son indestructibles, entonces los átomos presentes antes de una reacción química también deben estar presentes después de la reacción. Por tanto, la masa total antes y después de la reacción no cambia. De esta manera, la teoría de Dalton *explica* la ley de conservación de la masa de Lavoisier.
- El segundo punto de la teoría de Dalton —que todos los átomos de un elemento dado son idénticos—, junto con el tercero —que los átomos se combinan en proporciones fijas de números enteros—, explican la ley de las proporciones definidas de Proust. Es así que cada compuesto contiene tipos de átomos específicos combinados en proporciones específicas de masas, independientemente del tamaño de la muestra ques ea nalice.
- El cuarto punto de Dalton resume su propia ley de las proporciones múltiples. Debido a que ciertos elementos se combinan con arreglo a dos o más proporciones de *masa* para formar compuestos distintos, estos elementos, por consiguiente, se combinan en dos o más proporciones de *átomos*.
- El quinto punto de Dalton describe lo que ocurre en las reacciones químicas. Por ejemplo, la teoría de Dalton explica los resultados del experimento de Berzelius (Fig. 4.15), como se muestra en la Fig. 4.18.

Reflexiona detenidamente paso a paso

Conexión con el aprendizaje
Repasa la ley de las proporciones definidas (Sección 4.6).

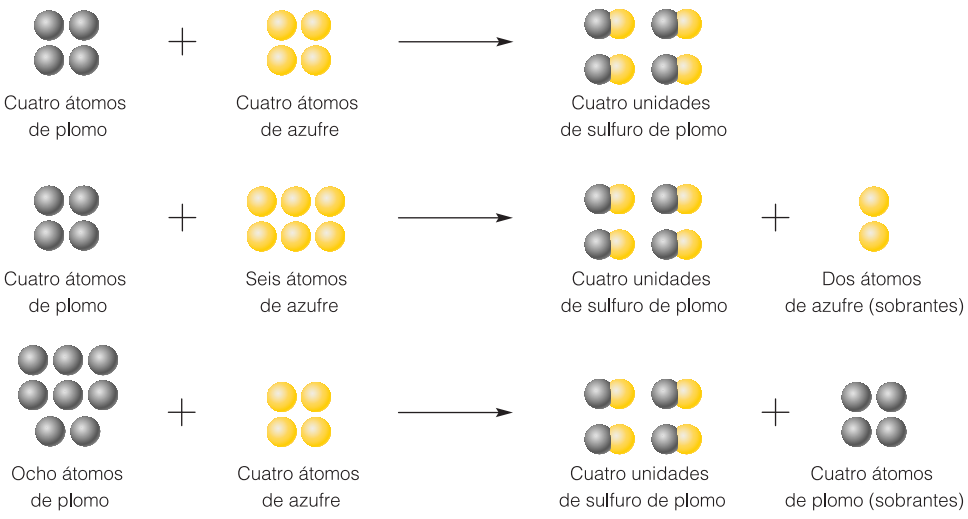


Figura 4.18 Ley de las proporciones definidas. El experimento de Berzelius interpretado en términos de la teoría atómica de Dalton.

La Fig. 4.19 ilustra la ley de las proporciones múltiples y también la ley de las proporciones definidas. Con dos átomos de nitrógeno, las proporciones de *átomos* de oxígeno de los tres compuestos son 1:2:4. Asimismo, con 28 g de nitrógeno las proporciones de *masa* de oxígeno de los tres compuestos son 1:2:4. Así pues, tanto las proporciones de masa como las de átomos mantienen la misma relación sencilla en cada compuesto.

Dalton no sólo afirmó que los átomos de un elemento dado son diferentes de los átomos de todos los demás elementos (segundo punto), sino que procedió a demostrar cómo esto es posible. Propuso que la masa de cada tipo de átomo es diferente de las masas de todos los demás tipos de átomos, y elaboró una tabla de masas relativas de los elementos con base en el hidrógeno, que es el elemento más ligero.

Muchas de las masas relativas de Dalton eran erróneas, principalmente porque supuso que las moléculas de agua tienen un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno en vez de *dos* átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Si bien hasta tiempos más o menos recientes fue imposible determinar las masas reales de los átomos, Dalton consiguió establecer masas relativas. Las masas relativas de los elementos se expresan en términos de **unidadesd em asaa tómica** (uma).

No sólo cometió Dalton un error al calcular las masas relativas de ciertos elementos como el oxígeno; también se equivocó respecto a la indestructibilidad de los átomos. Los equipos "rompe-átomos" actuales acumulan la energía suficiente para dividir los átomose nn umerososf ragmentosl lamadosp artículass ubatómicas.

La teoría atómica de Dalton tuvo gran éxito, pese a sus inexactitudes. ¿Por qué? Porque explicaba una gran cantidad de datos experimentales. Fue útil entonces, y es útil hoy en día porque nos permite predecir el comportamiento de la materia en una gran diversidad de condiciones. Dalton llegó a su teoría basándose en datos experimentales y razonamiento. Con ciertas modificaciones, esta teoría ha soportado el paso del tiempo. Otros científicos

Figura 4.19 Ley de las proporciones múltiples. Con dos átomos de nitrógeno, las proporciones de átomos de oxígeno en los tres compuestos son de 1:2:4. Del mismo modo, con 28.0 g de nitrógeno, las proporciones de masa de oxígeno en los tres compuestos son de 1:2:4. Así pues, tanto las proporciones de masa (última columna) como las proporciones de átomos (primera columna) mantienen las mismas proporciones simples en los diferentes compuestos.

NÚMERO DE ÁTOMOS DE OXÍGENO Que se combinan con 2 átomos de nitrógeno	Átomo de nitrógeno / Átomo de oxígeno	Compuesto	Masa de oxígeno que se combina con 28.0 g de nitrógeno	PROPORCIONES DE MASA más simples del oxígeno
1		Óxido nitroso, N_2O	16 g	1
2		Óxido nítrico, NO	32 g	2
4		Dióxido de nitrógeno, NO_2	64 g	4

adoptaron pronto las ideas de Dalton e hicieron algunas correcciones y modificaciones, con lo cual se inició una nueva era en la química. Los ejemplos que siguen son aplicaciones de la teoría atómica de Dalton. Asegúrate de entender el razonamiento.

EJEMPLO 4.7 Conceptos de proporciones de átomo

La fórmula del amoniaco gaseoso se escribe NH_3. Esto significa que el amoniaco siempret ienet resá tomosd eh idrógenoc ombinadosc onc adaá tomod en itrógeno.

(a) El enunciado anterior ilustra una de las leyes. ¿Cuál? ¿Por qué?

(b) Tres docenas de átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomos de hidrógenop araf ormar_ ____m oléculasd ea moniaco.

(c) 2×10^9 átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomos de hidrógeno paraf ormar_ ____m oléculasd ea moniaco.

(d) 6.02×10^{23} átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomos de hidrógenop araf ormar_ ____m oléculasd ea moniaco.

1×10^9 es mil millones.

Conexión con el aprendizaje
En la sección 4.11 aprenderás más acerca de este número tan grande, 6.02×10^{23}, de uso frecuente en química.

SOLUCIÓN

(a) El enunciado demuestra la ley de las proporciones definidas. La proporción de átomos de hidrógeno a átomos de nitrógeno es siempre de 3 a 1, que también se escribe3 :1.

(b) Tres docenas de átomos de nitrógeno se combinarían con nueve docenas de átomosd eh idrógenop araf ormar tresd ocenasd e moléculasd ea moniaco.

(c) 2×10^9 átomos de nitrógeno se combinarían con 6×10^9 átomos de hidrógeno paraf ormar 2×10^9 moléculasd e amoniaco.

(d) 6.02×10^{23} átomos de nitrógeno se combinarían con $3(6.02 \times 10^{23})$ átomos de hidrógenop araf ormar 6.02×10^{23} moléculasd ea moniaco.

EJERCICIO 4.7

La fórmula del dióxido de nitrógeno es NO_2, lo que significa que un átomo de nitrógeno se combina con dos átomos de oxígeno.

(a) En el caso del NO_2, 4 docenas de átomos de nitrógeno se combinarían con _____ docenasd eá tomosd eo xígenop araf ormar_ ____d ocenasd em oléculasd eN O_2.

(b) En el caso del NO_2, 6.02×10^{23} átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomosd eo xígenop araf ormar_ ____m oléculasd eN O_2.

EJEMPLO 4.8 Leyes de las proporciones definidas y múltiples

Se analizó la composición de dos muestras, A y B, que contienen únicamente cobre y bromo.L osr esultadosd el osa nálisis sonl oss iguientes.

	Muestra A	Muestra B
Bromo	160. g	64.0 g
Cobre	127. g	25.4 g

(a) ¿Eran las muestras de un mismo compuesto o de compuestos diferentes?

(b) ¿Apoyan estos datos la ley de las proporciones definidas, la ley de las proporcionesm últipleso a mbasl eyes?

(c) ¿Cuánto bromo se combinaría totalmente con 2.50 g de cobre para dar una muestrad elc ompuesto A?

SOLUCIÓN

Determina la masa de bromo por cada gramo de cobre (g Br/g Cu).

Muestra A	Muestra B
$\frac{160.\text{ g Br}}{127.\text{ g Cu}} = 1.26\text{ g Br/g Cu}$	$\frac{64.0\text{ g Br}}{25.4\text{ g Cu}} = 2.52\text{ g Br/g Cu}$

Para un gramo de cobre, la proporción de masas de bromo de la muestra B respecto a la muestra Ae s

$$\frac{\text{Muestra B}}{\text{Muestra A}} = \frac{2.52\text{ g Br}}{1.26\text{ g Br}} = \frac{2}{1}$$

(a) Las muestras A y B son de compuestos diferentes. La masa de bromo en la muestra B es el doble que en la muestra A, para una masa fija de cobre.

(b) Los datos apoyan la ley de las proporciones múltiples. La masa de bromo por gramo de cobre es diferente en cada muestra. Estas masas están en una proporción simple de 2 a 1, lo cual es congruente con dos compuestos distintos.

(c) $2.50\text{ g Cu} \times \frac{1.26\text{ g Br}}{1\text{ g Cu}} = 3.15\text{ g Br}$ son necesarios

EJERCICIO 4.8

Véanse los problemas 4.43-4.58.

El análisis de la muestra C de un compuesto que contiene cobre y bromo (véase el ejemplo 4.8) dio como resultado un contenido de 3.75 g de cobre y 9.45 g de bromo.

(a) ¿Tiene la muestra C la misma composición que la muestra A o que la B, o es un compuestot otalmented istinto?

(b) ¿Cuánto bromo se combinaría con 2.50 g de cobre si el compuesto resultante tuviera la misma composición que la muestra C?

4.8 Átomos y partículas subatómicas

La teoría atómica de Dalton permitió explicar ciertos datos experimentales, pero cuando los científicos buscaron mejores formas de medir las masas relativas de los átomos, se toparon con más preguntas que respuestas. No pasó mucho tiempo sin que esta sencilla concepción de los átomos sufriese modificaciones importantes. Incluso antes de la publicación de la teoría de Dalton ya comenzaban a surgir indicios de una estructura más complicada del átomo. La electrólisis del agua (véase la Fig. 4.16) conseguida en 1800 por dos químicos ingleses, William Nicholson y Anthony Carlisle, no sólo apoyó la ley de las proporciones definidas, sino que demostró además que la materia interactuaba de alguna forma con la electricidad. El modelo de Dalton era incapaz de mostrar cómo ocurría esto. Pronto se obtuvieron más pruebas de la naturaleza eléctrica de la materia.

Cuando Dalton explicaba que no es posible romper los átomos, en realidad describía que no se rompen en las *reacciones químicas*. Ya para la década de 1930 había abundantes indicios de que los átomos contienen partículas subatómicas pequeñas. Se han descubierto más de 100 **partículas subatómicas**, pero muchas de ellas duran menos de un segundo. Sólo se necesitan tres partículas subatómicas principales, el **electrón**, el **protón** y el **neutrón**, para explicar las masas y las propiedades químicas especiales de losá tomos.

Cargas eléctricas

Lo que solemos llamar "electricidad estática" se debe a cargas eléctricas. A veces, al tocar un objeto después de caminar sobre una alfombra se produce una chispa, que es una

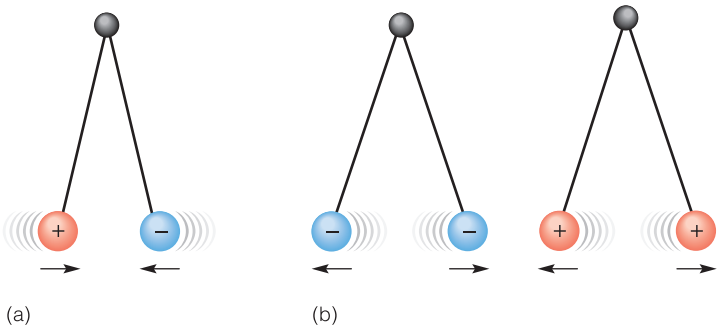


Figura 4.20 Atracción y repulsión de cargas eléctricas. (a) Las partículas con carga diferente se atraen mutuamente. (b) Las partículas con cargas iguales se repelen unas a otras.

descarga de energía eléctrica. Las cargas opuestas hacen que una hoja delgada de plástico se adhiera a tus dedos. Si tú tienes un tipo de carga y el plástico ha recogido una carga opuesta, habrá una atracción que induce al plástico a adherirse a ti. Las cargas opuestas se atraen (Fig. 4.20a). Es posible que tu cabello se erice al secarlo con aire caliente o al peinarlo vigorosamente en un día frío. Cuando los cabellos individuales se repelen, es porque tienen la misma carga. Las cargas iguales se repelen (Fig. 4.20b).

Tanto el electrón como el protón tienen carga eléctrica. Una partícula con carga ejerce una fuerza; es decir, empuja o tira de otra partícula que también tiene carga. Existen dos clases opuestas de carga, que se designan como positiva (+) y negativa (–). El protón tiene una sola carga positiva (1+), y el electrón, una sola carga negativa (1–). Los neutrones not ienenc arga.

Conexión con el mundo real
En los anuncios publicitarios se llama "adherencia estática" al hecho de que las prendas de ropa con cargas opuestas se peguen unas a otras.

Letreros divertidos

Cuando dos personas se atraen mutuamente, decimos que "hay QUÍMICA". La verdad es que tu organismo produce diversas SUSTANCIAS QUÍMICAS cuando experimenta entusiasmo, enojo, tristeza, felicidad o atracción emocional.

Todo átomo es neutro en términos de carga eléctrica porque tiene el mismo número dep rotonesq ued ee lectrones.

Electrones, protones y neutrones

Los protones y los neutrones tienen prácticamente la misma masa: 1.007276 uma y 1.008 665 uma, respectivamente. Esto equivale a decir que una persona pesa 100.7 kg y otra pesa 100.9 kg; la diferencia es tan pequeña que resulta insignificante. En la mayor parte de los casos consideraremos la masa tanto del protón como del neutrón como de 1 uma.

Serían necesarios 1837 electrones para tener una masa total equivalente a la masa de un solo protón, y no se ha descubierto elemento alguno cuyos átomos contengan más de 118 electrones. En otras palabras: los electrones constituyen una fracción extremadamente pequeña de la masa de un átomo. Para todo fin práctico podemos considerar la masa de un electrón como 0 uma. En la tabla 4.4 se muestran las cargas y las masas relativas (en unidades de masa atómica) de estas tres partículas. La tabla también indica las masas de estas partículas en gramos para mostrar cuán pequeñas son en realidad ($1\ \text{uma} = 1.6606 \times 10^{-24}\ \text{g}$). Trabajar con masas exactas en gramos haría los cálculos muy engorrosos; por eso se emplean las unidades de masa atómica relativas. La masa del electrón es prácticamente de cero, de modo que la masa de un átomo es fundamen-

Tabla 4.4 Partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica	Masa relativa (uma)	Masa (g)
Electrón	e^-	1−	$\frac{1}{1837}$	9.10953×10^{-28} g
Protón	p^+ o p	1+	1	1.67265×10^{-24} g
Neutrón	n	0	1	1.67495×10^{-24} g

talmente la de sus protones y neutrones. La suma de los protones y neutrones de un átomo recibe el nombre de **númerod em asa**.

Númerod em asa = Númerod ep rotones + Númerod en eutrones

Tamaño de un átomo

Los átomos son demasiado pequeños para poder verlos incluso con el microscopio óptico más potente. En 1970, sin embargo, Albert Crewe de la Universidad de Chicago anunció que se habían obtenido imágenes fotográficas de átomos individuales de uranio y torio (Fig. 4.21). En 1976, un grupo de científicos encabezados por George W. Stroke de la Universidad Estatal de Nueva York en Stony Brook obtuvo imágenes fotográficas que mostraban la ubicación y el tamaño relativo de los pequeñísimos átomos de carbono, magnesio y oxígeno en el corte de un cristal. Ya para la segunda mitad de la década de 1980 se obtenían imágenes de átomos de la superficie de ciertos materiales mediante el microscopio de túnel de barrido (STM, por sus siglas en inglés: scanning tunneling microscope), inventado en 1981, e instrumentos similares como el microscopio de fuerza atómica (AFM, por sus siglas en inglés: atomic force microscope), inventado en 1985. Las sondas de estos instrumentos detectan y delinean las "protuberancias" que los átomos forman en la superficie de los materiales (Fig. 4.22).

En el centro de cada átomo, las partículas subatómicas de mayor masa, los protones y los neutrones, están empaquetados en un diminuto **núcleo** (Fig. 4.23). El núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de 1×10^{-15} m. Esto representa alrededor de un cienmilésimo del diámetro de un átomo. Para visualizar la pequeñez del núcleo, imagina un globo de diez pisos de altura. Si el globo fuera un átomo, entonces su núcleo sería del tamaño de una munición; el resto del espacio del átomo globo sería el dominio de los electrones. Como ejemplo adicional, si se pudiera agrandar el núcleo hasta el tamaño de un punto de esta página, el diámetro del átomo sería de aproximadamente 5 metros, la longitud de un automóvil grande. Los electrones de un átomo se mueven en torno al núcleo en regiones definidas llamadas orbitales. Estudiaremos la disposición de los electrones en los átomos en el capítulo 5.

Conexión con el aprendizaje
El diámetro de un átomo es tan sólo de unos décimos de nanómetro.
Se necesitarían alrededor de 10 millones de átomos alineados y en contacto uno con otro para formar una línea de 1 mm de longitud.

Número atómico

Todos los átomos de un elemento en particular tienen el mismo número de protones. Se define el **número atómico** como el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.

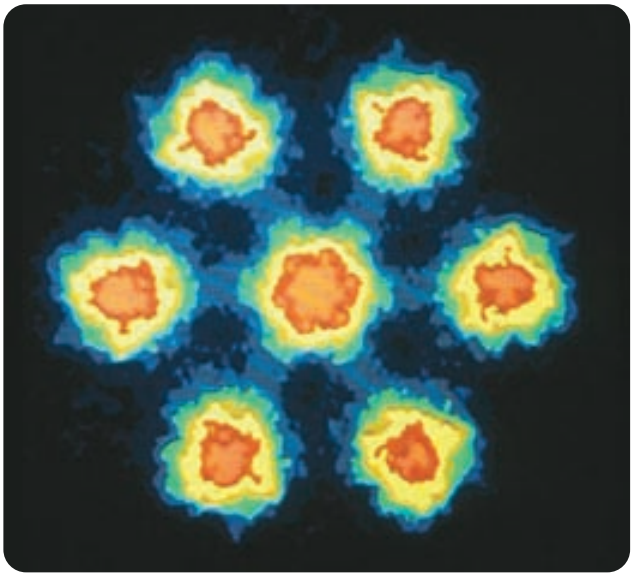


Figura 4.21 Las manchas brillantes de esta fotomicrografía son imágenes de siete átomos de uranio separados por una distancia de 0.34 nm. Estas imágenes se obtuvieron por primera vez con un microscopio electrónico en los años setenta.

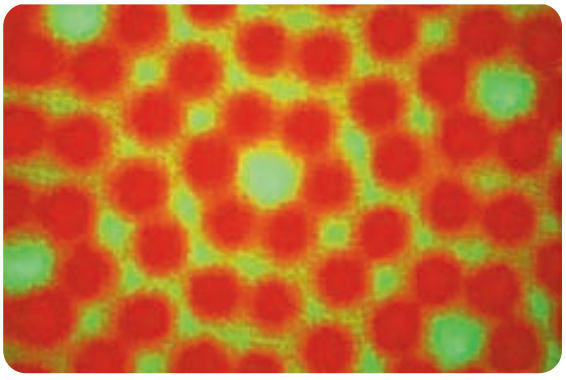


Figura 4.22 Imágenes reales de átomos de silicio (en rojo) obtenidas mediante un microscopio de túnel de barrido. Los átomos individuales forman un patrón regular de hexágonos que se repite en toda la superficie.

- Todos los átomos de hidrógeno tienen 1 protón; el número atómico del hidrógeno es 1.
- Todos los átomos de oxígeno tienen 8 protones; el número atómico del oxígeno es 8.
- Todos los átomos de oro tienen 79 protones; el número atómico del oro es 79.

El número de protones determina la identidad de cada elemento. El oro es oro porque tiene 79 protones, no 78, 80 o cualquier otro número.

El número atómico de un elemento es igual al número de protones que hay en el núcleo de cada átomo de ese elemento.

Examina la tabla periódica de la cubierta interior de este libro y observa que los elementos están ordenados por número atómico, comenzando por el hidrógeno cuyo número atómico es 1. Cada elemento sucesivo de la tabla periódica tiene átomos con exactamente un protón más que el elemento que lo antecede. Por ejemplo, el nitrógeno (número atómico 7) está situado inmediatamente antes del oxígeno (número atómico 8). Los números atómicos siempre son números enteros exactos porque los protones no existene nc antidadesf raccionarias.

EJEMPLO 4.9 Átomos

Examinemos un átomo de sodio, que tiene 11 protones, 11 electrones y un número de masa de 23 uma.

(a) ¿Cuál es la carga eléctrica total del átomo?

(b) ¿Cuántosn eutrones tienee steá tomo?

(c) ¿Cuál es el número atómico del sodio?

SOLUCIÓN

(a) La carga total es cero. El número de electrones (cada uno con una carga de 1−) es igual al número de protones (cada uno con una carga de 1+).

(b) Esteá tomot iene1 2n eutrones.

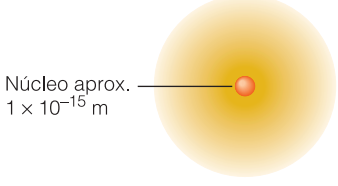
$$\text{Númerod en eutrones} = \text{Númerod em asa} - \text{Protones}$$
$$\text{Númerod en eutrones} = 23 - 11 = 12$$

(c) El número atómico del sodio es 11;t iene1 1p rotones.

EJERCICIO 4.9

Responde las mismas tres preguntas (a), (b) y (c) aplicadas a un átomo de aluminio, que tiene 13 protones, 13 electrones y un número de masa de 27 uma.

Figura 4.23 Los protones y neutrones se hallan empaquetados en el diminuto núcleo, cuyo diámetro es de aproximadamente un diezmilésimo del diámetro del átomo.



EJEMPLO 4.10 Partículas subatómicas

Cierto átomo tiene 61 neutrones y un número de masa de 108.

(a) ¿Cuántosp rotonest ienee steá tomo?
(b) ¿Cuántose lectronest ienee steá tomo?
(c) ¿Cuále se ln úmeroa tómicod ee stee lemento?
(d) ¿Cuál es el nombre del elemento?

SOLUCIÓN

(a) Elá tomot iene4 7p rotones

$$\text{Númerod ep rotones} = \text{Númerod em asa} - \text{Númerod en eutrones}$$

$$\text{Númerod ep rotones} = 108 - 61 = 47$$

(b) Elá tomot iene4 7e lectrones, igual que el número de protones.
(c) Eln úmeroa tómicoe s4 7. Eln úmeroa tómicoe se ln úmerod ep rotones.
(d) Plata. Ese lú nicoe lementoc on4 7p rotones.(Véasel at ablap eriódica.)

EJERCICIO 4.10

Responde las mismas preguntas (a), (b), (c) y (d) aplicadas a un átomo que tiene 18 neutrones y un número de masa de 35.

Véanse los problemas 4.59-4.68.

4.9 Isótopos

Todos los átomos de aluminio de origen natural tienen 13 protones, 13 electrones y 14 neutrones. En el caso de muchos otros elementos, sin embargo, no todos los átomos tienen el mismo número de neutrones. Por ejemplo, algunos átomos de cloro tienen 18 neutrones y otros tienen 20 neutrones. Los átomos de cloro con diferente número de neutrones deben tener también masas distintas. Los átomos de un elemento en particular que tienen masas diferentes se llaman **isótopos**. Así pues, los átomos de cloro con diferente númerod en eutronesy d istintasm asass on *isótopos*.

La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos. El elemento con más isótopos estables es el estaño: tiene 10 de ellos. Todos los isótopos de un elemento tienen prácticamentel asm ismasp ropiedadesq uímicas.

Conexión con la química
Además de los aproximadamente 270 isótopos de origen natural, se han sintetizado más de 1000 adicionales por medio de reactores nucleares. Muchos de estos isótopos se utilizan en la investigación química y biológica, y también en medicina.

El núcleo de la mayor parte de los átomos de hidrógeno consta de un solo protón, y no tiene neutrones, pero aproximadamente 1 átomo de hidrógeno de cada 5000 tiene un núcleo que contiene un neutrón además del protón. Por consiguiente, casi todos los átomos de hidrógeno tienen un número de masa de 1, pero algunos lo tienen de 2. Estos átomos de masa diferente son isótopos. Existe un tercer isótopo de hidrógeno, muy escaso, que se llama **tritio** y es radiactivo; su número de masa es de 3 (1 protón + 2 neutrones). La Fig. 4.24 resume las partículas subatómicas presentes en estos tres isótopos dehi drógeno.

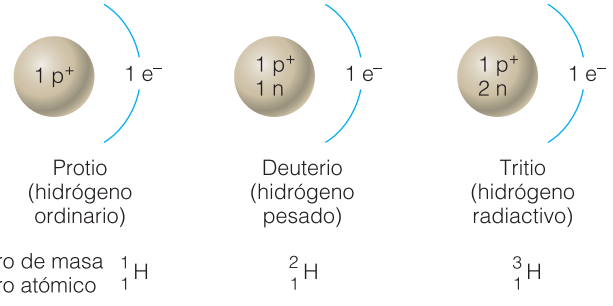


Figura 4.24 Los isótopos del hidrógeno.

Cualquiera que sea el isótopo de hidrógeno de que se trate, todos los átomos de hidrógeno participan en las mismas reacciones químicas. Por ejemplo, el **deuterio** (átomos de hidrógeno con número de masa de 2) o el **protio** (hidrógeno ordinario) reaccionan con oxígeno para formar agua, H_2O. Las moléculas de agua con un átomo de oxígeno (16 uma) y dos átomos de deuterio reciben el nombre de *agua pesada*, y su masa es de 20 uma (16 + 2 + 2). El agua ordinaria, con dos átomos de protio, tiene una masa de 18 uma (16 + 1 + 1). Es de esperar que las moléculas más pesadas se desplacen con más lentitud;s ine mbargo,p articipane nl asm ismasr eaccionesq uímicas.

Identificación de isótopos

El hidrógeno es el único elemento cuyos isótopos tienen nombres individuales. Hay otros dos métodos muy usados para identificar el isótopo en cuestión. En uno de ellos, se escribe el número de masa delante del nombre del elemento, separado por un espacio. Por ejemplo, cobalto-60 identifica el isótopo de cobalto cuyo número de masa es 60 (27p rotones + 33n eutrones). Uns egundom étodoa doptal af ormag eneral

Conexión médica
El cobalto-60 es un isótopo radiactivo que se emplea en el tratamiento del cáncer por radioterapia.

$$^{A}_{Z}\mathrm{X}$$

donde el subíndice *Z* representa el número atómico (el número de protones), el supraíndice *A* representa el número de masa y X es el símbolo del elemento. Así, el cobalto -60 se escribe también en la forma $^{60}_{27}\mathrm{Co}$. Observa que se puede saber de inmediato el número de neutrones de un átomo del isótopo restando el número de protones (27) del número de masa (60). Aplica estas técnicas en los ejemplos que siguen.

EJEMPLO 4.11 Isótopos

El isótopo radiactivo yodo-131 se emplea en el tratamiento del cáncer de tiroides y param edirl aa ctividadd elh ígadoy e lm etabolismod el asg rasas.

(a) ¿Cuále se ln úmeroa tómicod ee stei sótopo?(Consultal at ablap eriódica.)

(b) ¿Cuántosn eutrones contienee stei sótopo?

SOLUCIÓN

(a) El número atómico de este isótopo, y el de todos los isótopos de yodo, es 53.

(b) Eln úmerod en eutrones = númerod em asa − protones = 131 − 53 = 78.

EJERCICIO 4.11

¡Podría haber un poco de americio radiactivo en tu casa! El isótopo $^{241}_{95}\mathrm{Am}$ se utiliza en losd etectoresd eh umod omésticosd elt ipod ei onización.

(a) ¿Cuántosp rotonese stánp resentese nc adaá tomod ee stei sótopo?

(b) ¿Cuántosn eutrones contienenl osá tomosd ee stei sótopo?

EJEMPLO 4.12 Símbolos de los isótopos

(a) ¿Cuáles de los átomos siguientes son isótopos del mismo elemento? La letra X se empleae nt odosl osc asosc omos ímbolod ele lemento.

$$^{16}_{8}\mathrm{X} \quad ^{16}_{7}\mathrm{X} \quad ^{14}_{7}\mathrm{X} \quad ^{14}_{6}\mathrm{X} \quad ^{12}_{6}\mathrm{X}$$

(b) ¿Cuáles de los cinco átomos representados tienen el mismo número de protones?

SOLUCIÓN

(a) Tanto $^{16}_{7}X$ como $^{14}_{7}X$ son isótopos del elemento nitrógeno (N). Tanto $^{14}_{6}X$ como $^{12}_{6}X$ soni sótoposd ele lementoc arbono(C).

(b) Tanto $^{16}_{8}X$ (16 – 8 = 8 neutrones) como $^{14}_{6}X$ (14 – 6 = 8 neutrones) tienen el mismon úmerod en eutrones.

EJERCICIO 4.12

Véanse los problemas 4.69-4.76.

El radón-222 gaseoso radiactivo está presente en cantidades variables en la corteza terrestre, y en ocasiones penetra en los hogares a través de grietas del piso de los sótanos.

(a) Representae li sótopoe nl af orma $^{A}_{Z}X$.

(b) Indicae ln úmerod ep rotones,n eutronesy e lectronesd eu ná tomod er adón-222.

4.10 Masas atómicas de los elementos

Mira la tabla periódica y advierte que cada elemento tiene una **masa atómica media** —que suele denominarse **peso atómico**— que es por lo general un valor decimal, no un número entero. La masa atómica de un elemento que se muestra en la tabla periódica es en realidad un promedio ponderado de las masas de todos los isótopos naturales de ese elemento. La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos de origen natural, pero sus proporciones varían según el elemento. La masa de los átomos del isótopo carbono 12 se ha definido como exactamente 12 uma. Las masas relativas de todos los demás átomos se establecen comparándolas con este patrón. Aunque se han producido isótopos sintéticos de prácticamente todos los elementos en el laboratorio, estos isótopos no set ienene nc uentap arac alcularl asm asasa tómicas.

Conexión con el aprendizaje

Advierte que en la tabla periódica las masas atómicas de los elementos sintéticos se indican como números enteros entre paréntesis. Es posible preparar numerosos isótopos, pero sólo se indica la masa del isótopo más estable.

Dos ejemplos nos permitirán aclarar el significado del concepto de masa atómica media. En una muestra del elemento bromo, aproximadamente la mitad de los átomos tienen una masa atómica de 79 uma, y la otra mitad, de 81 uma. Con 50% de bromo-79 y 50% de bromo-81, la masa sería exactamente 80 uma. Este valor es muy próximo a la masa del bromo, que se indica en la tabla periódica como 79.9 uma. Como ejemplo adicional, alrededor del 75% de los átomos de una muestra de cloro gaseoso tienen una masa atómica de 35 uma, y aproximadamente el 25% la tienen de 37 uma. La masa atómica media del cloro es de 35.5 uma. Este promedio está mucho más cerca de la masa del isótopo cloro-35 porque este isótopo es mucho más abundante en la muestra. Ambos ejemplos se ilustran en la Fig. 4.25.

Si se conoce la abundancia natural de cada isótopo (en porcentaje), se puede calcular la masa atómica media de un elemento. La tabla 4.5 muestra las masas de los isótopos de algunos elementos y los porcentajes de cada una. Para calcular la masa atómica media, primero multiplica cada masa isotópica por el porcentaje del isótopo correspondiente (escrito en forma decimal). Cada uno de estos valores representa la "contribución de masa" del isótopo, y la suma de todas las contribuciones de masa nos da la masa atómica media del elemento. Esta explicación resultará mucho más clara si resuelves por tu cuentae le jemploy e le jercicios iguientes.

EJEMPLO 4.13 Cálculos de masa atómica

Con base en los valores de la tabla 4.5 calcula la masa atómica del elemento estroncioa c uatroc ifrass ignificativas.

SOLUCIÓN

Anota la masa exacta de cada isótopo y multiplícala por el porcentaje escrito en forma decimal. Suma las "contribuciones de masa" resultantes para obtener la masa mediad ele stroncioe nu nidadesd em asaa tómica,c omos em uestra.

Figura 4.25 Las masas atómicas de los elementos son el promedio de las masas isotópicas.

Isótopo	Masa (uma)		Abundancia (decimal)		Contribución a la masa
Estroncio-84	83.9134 uma	×	0.0050	=	0.42 uma
Estroncio-86	85.9094 uma	×	0.0990	=	8.51 uma
Estroncio-87	86.9089 uma	×	0.0700	=	6.08 uma
Estroncio-88	87.9056 uma	×	0.8260	=	72.61 uma
			Masa media	=	87.62 uma

Compara este valor con la masa atómica del estroncio que se muestra en la tabla periódica.

EJERCICIO 4.13

Con base en los valores de la tabla 4.5 calcula la masa atómica del elemento cloro a cuatro cifras significativas. Compara tu respuesta con la masa atómica del cloro que sem uestrae nl at ablap eriódica.

Véanse los problemas 4.77-4.80.

Tabla 4.5 Isótopos naturales de algunos elementos

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)	Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)
^{1}H	1.0078	99.985	^{35}Cl	34.9688	75.77
^{2}H	2.0140	0.015	^{37}Cl	36.9659	24.23
^{10}B	10.0129	20.0	^{63}Cu	62.9296	69.20
^{11}B	11.0093	80.0	^{65}Cu	64.9278	30.80
^{12}C	12.0000	98.89	^{79}Br	78.9183	50.69
^{13}C	13.0033	1.11	^{81}Br	80.9163	49.31
^{23}Na	22.9898	100.00	^{84}Sr	83.9134	0.50
^{24}Mg	23.9850	78.99	^{86}Sr	85.9094	9.90
^{25}Mg	24.9858	10.00	^{87}Sr	86.9089	7.00
^{26}Mg	25.9826	11.01	^{88}Sr	87.9056	82.60
^{27}Al	26.9815	100.00	^{127}I	126.9044	100.00

Nota para el profesor:
Esta primera introducción a los moles (Sec. 4.11) y a las fórmulas químicas (Sec. 4.12) puede ser provechosa para la instrucción en el laboratorio y en un enfoque cíclico a la instrucción. Algunos profesores optarán quizá por omitir estas secciones.

4.11 Cómo contar con moles

¿Cómo harías para contar el número de cristales de azúcar que hay en un tazón lleno de esta sustancia (Fig. 4.26)? ¿Podrías contar el número de moléculas de azúcar presentes en el tazón? Si conocemos la masa de un solo cristal de azúcar, entonces podemos calcular el número de cristales que hay en el tazón. Si pesamos el azúcar del tazón y dividimos esta masa total entre la masa de un cristal de azúcar, obtendremos el número de cristales de azúcar presentes en el tazón. Un procedimiento similar nos permite calcular el número de moléculas de azúcar presentes. Por consiguiente, la masa de la muestra nos servirá para averiguar el número de partículas que hay en la muestra si conocemos la masa deu nap artícular epresentativa.E no trasp alabras,

lam asay e ln úmerod ep artículass onp roporcionales.

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
paso a paso

Cómo usar las masas atómicas relativas. Los químicos no pueden pesar en el laboratorio átomos o moléculas individuales, pero las masas atómicas medias que se muestran en la tabla periódica ofrecen un medio conveniente para obtener números iguales de átomos de clases distintas. Las masas atómicas relativas (que aparecen en la tabla periódica) del hidrógeno, el carbono y el oxígeno son de 1.01 uma a 12.01 uma y a 16.00 uma, respectivamente, de modo que si tenemos una docena de cada una de estas tres clases de átomos, tendrán también las mismas masas relativas de 1.01 uma a 12.01 uma a 16.00 uma. De forma análoga, 100 docenas de átomos de cada clase tendrán las mismas masas relativas de 1.01 uma a 12.01 uma a 16.00 uma. Pero incluso 100 docenas o mil millones de docenas son números demasiado reducidos cuando se trata de contar átomos suficientes para que sean visibles en conjunto, de modo que necesitamos una cantidadm uchom ayor.

El número de átomos que hay en un gramo de hidrógeno constituirían una muestra conveniente; sin embargo, para mayor precisión se ha elegido el número de átomos, N, presentes en exactamente 12.0000 g del isótopo carbono-12 como patrón. Este número de átomos, N, de hidrógeno tienen una masa media de 1.008 g, en tanto que N átomos de oxígeno tienen una masa media de 16.00 g. A este número extremadamente grande, N, se le dio el nombre de **número de Avogadro** en honor del químico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856). Numerosos trabajos de investigación con gases, cristales y procedimientos de galvanoplastia ha permitido establecer el valor del número de Avogadro, que es

$$N = 602\ 200\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$$
$$N = 6.022 \times 10^{23} \text{ enn otaciónc ientífica}$$

Figura 4.26 ¿Cómo harías para saber cuántos cristales de azúcar hay en el tazón?

La cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas unitarias se llama **mol** (su abreviatura es mol). Así como una docena contiene 12 objetos, y una gruesa contiene 144, así un mol de la sustancia siempre contiene 6.022×10^{23} partículasu nitarias:e ln úmerod e Avogadrod ep artículas.

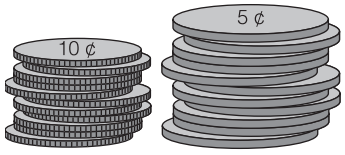
- Un mol de *átomos* dec arbonoc ontiene6.022×10^{23} *átomos* dec arbono.
- Un mol de *moléculas* de agua contiene 6.022×10^{23} *moléculas* de agua.
- Un mol de cualquier sustancia contiene el número de Avogadro de partículas unitarias de esa sustancia.

Avogadro mismo no estableció el valor de *N*; los investigadores han calculado su valor en 6.022045×10^{23}. Este valor tiene más cifras significativas de la que normalmente se necesitan.

En vez de contar átomos u otras partículas unitarias individuales, que son demasiado pequeñas para verlas, contamos *moles* de una sustancia pesando una masa específica de ella. Para entender mejor este concepto, considera la analogía de pesar monedas que se ilustra en la Fig. 4.27a,b. Una vez que hemos establecido la masa de una moneda de un centavo, podemos averiguar el número de monedas si conocemos su masa en conjunto. De forma similar, puesto que un mol de átomos de carbono, con 6.022×10^{23} átomos, tiene una masa de 12.00 g, podemos conocer el número de moles de átomos de carbono que hay en cualquier masa de carbono (Fig. 4.27c,d). Aún más, al multiplicar el número de moles por el número de Avogadro obtenemos el número de átomos presentes en la muestra dec arbono.

Podemos emplear otra analogía cuando se trata de comparar las masas de un mol de átomos de carbono y un mol de átomos de otro elemento. La masa de una docena de monedas de diez centavos es diferente de la masa de una docena de monedas de cinco centavos, pero el número de monedas de cinco y de diez centavos es el mismo. De modo similar, un mol de átomos de carbono y un mol de átomos de cobre —o de cualquier otra sustancia— tienen diferente masa, pero el número de átomos que representan es el mismo:e l númerod e Avogadro(Fig.4 .28).

Conexión con el aprendizaje
Analogía: contar monedas o átomos pesando masas específicas de cada uno.



Un mol	tiene una masa de	y contiene
Átomos de C	12.0 g	6.022×10^{23} átomos
Átomos de O	16.0 g	6.022×10^{23} átomos
Átomos de Na	23.0 g	6.022×10^{23} átomos
Átomos de Cu	63.6 g	6.022×10^{23} átomos

Figura 4.27 (a) Si conocemos la masa de diez monedas (25.04 g en este caso), podemos calcular la masa de una moneda en g/moneda. (b) Podemos contar monedas pesándolas. Si conocemos la masa de las monedas en gramos (37.58 g en este caso), podemos multiplicar esta masa por monedas/g, el inverso de (a), para obtener el número de monedas. (c) Por definición, sabemos que un mol de carbono —con el número de Avogadro de átomos— tiene una masa de 12.00 g. (d) Si conocemos la masa de una muestra de carbono (20.04 g en este caso) podemos calcular el número de átomos de carbono empleando el inverso de la masa molar de 12.00 g/mol, que es 1 mol/12.00 g. Si lo deseamos, podemos multiplicar el número de moles por el número de Avogadro de átomos por mol para obtener el número de átomos presentes.

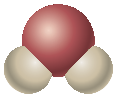
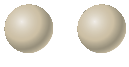
(a) (b) (c) (d)

Figura 4.28 Un mol de cada elemento tiene diferente masa, pero contiene el mismo número de átomos: el número de Avogadro (6.022×10^{23}). Aquí se muestra un mol de cada uno de los elementos siguientes: bromo (*izquierda*) y mercurio (*derecha*) en botellas, además de (*a partir de arriba*) azufre, carbono, zinc, cobre y cobalto.

Es importante comprender las relaciones siguientes, en las que intervienen unidades de masa atómica, gramos y moles.

Si la masa atómica de una sustancia es *x* uma,e ntonces
1 mol de la sustancia tiene una masa de *x* gramos,y
1 mol de la sustancia contiene 6.022×10^{23} partículasu nitarias.

De modo oficial, un mol se define como la *cantidad de sustancia* que contiene tantas unidades formulares como átomos hay en exactamente 12 g de carbono 12. Con los moles se puede trabajar tanto en el nivel atómico como en el macroscópico (visible a simple vista). Por ejemplo, una molécula de agua, H_2O, consta de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. En el nivel macroscópico, trabajamos con 1 mol de moléculas de H_2O, formado por 2 moles de átomos de hidrógeno (2.0 g) y 1 mol de átomos de oxígeno(16.0g).E studial asc omparacioness iguientes.

Fórmula química:	H_2O	contiene	2H	+	O
Nivel atómico:	1 molécula		2 átomos de H		1 átomo de O
Empleando docenas:	1 docena de moléculas		2 docenas de átomos de H		1 docena de átomos de O
Empleando el número de Avogadro:	6.02×10^{23} H_2O moléculas		2 (6.02×10^{23}) átomos de H		6.02×10^{23} átomos de O
En moles:	1 mol de H_2O moléculas		2 mol de átomos de H		1 mol de átomos de O
En gramos:	18.0 g de H_2O		2.0 g de hidrógeno		16.0 g de oxígeno

Resuelve el siguiente ejemplo y ejercicio de cálculos con moles, números de átomos y masas. Examina con especial atención los ejemplos relacionados con partes fraccionarias de un mol.

EJEMPLO 4.14 Moles, números de átomos, masas

Consultal asm asasa tómicasi ndicadase nl at ablap eriódicas egúns ean ecesario.

(a) ¿Cuántos átomos hay en 1 mol de helio, de hierro y de oro?

(b) Determina las masas de 1 mol de helio, de hierro y de oro.

(c) Determina las masas de 0.600 mol de helio, de hierro y de oro. (En la práctica no esp robableq uet engase xactamente1 m ole nu nam uestrad el aboratorio.)

SOLUCIÓN

(a) 1 mol de He, Fe, Au, o de cualquier otro elemento, contiene 6.02×10^{23} átomos.

(b) 1 mol de He = 4.00 g 1 mol de Fe = 55.8 g 1 mol de Au = 197 g.

(c)
$$0.600 \text{ mol He} \times \frac{4.00 \text{ g He}}{\text{mol He}} = 2.40 \text{ g He}$$

$$0.600 \text{ mol Fe} \times \frac{55.8 \text{ g Fe}}{\text{mol Fe}} = 33.5 \text{ g Fe}$$

$$0.600 \text{ mol Au} \times \frac{197 \text{ g Au}}{\text{mol Au}} = 118 \text{ g Au}$$

EJERCICIO 4.14

(a) ¿Cuántos átomos hay en 1 mol de calcio y en 1 mol de plomo?

(b) Indica las masas de 1 mol de calcio y de plomo.

(c) Indica las masas de 0.750 mol de calcio y de plomo.

Véanse los problemas 4.81-4.86.

4.12 Masas molares y fórmulas químicas: una introducción

La masa de un mol de cualquier sustancia expresada en *gramos* es la **masa molar** (MM) de esa sustancia. En esencia, esto significa que la masa de un mol de cualquier elemento monoatómico es simplemente la masa atómica expresada en gramos. La masa molar de una sustancia contiene el número de Avogadro de **unidades formulares** de la sustancia.

Respecto a cualquier compuesto, la suma de las masas atómicas en uma se denomina **peso formular** (P.F.); o bien, si la sustancia se compone de moléculas, esta suma tambiéns ed esignac omoe l **pesom olecular** (P.M.)d elc ompuesto.

Para conocer la masa de 1 mol —la masa molar— de un compuesto, simplemente suma las masas atómicas de todos los átomos representados en la fórmula y expresa esta cantidad en *gramos* en vez de unidades de masa atómica. Por ejemplo, la fórmula del dióxido de carbono, CO_2, ▮ representa un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno, o 1 mol de carbono y 2 mol de oxígeno. El peso formular y la masa molar del CO_2 se calculanc omos igue.

▮ Conexión con el mundo real
El dióxido de carbono es un producto secundario de la combustión de sustancias que contienen carbono.

$$1 \times \text{masaa tómicad elC} = 1 \times 12.0 = 12.0 \text{ uma}$$

$$2 \times \text{masaa tómicad elO} = 2 \times 16.0 = 32.0 \text{ uma}$$

$$\text{Pesof ormular(pesom olecular)} = 44.0 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molar del } CO_2 = 44.0 \text{ g}$$

Cuando una fórmula química tiene paréntesis, cada cantidad comprendida dentro del paréntesis se multiplica por el subíndice que sigue inmediatamente al par de paréntesis.

Conexión con el mundo real
El fosfato de amonio se utiliza en ciertos fertilizantes para suministrar N y P a los suelos y a las plantas.

Así, por ejemplo, la fórmula del fosfato de amonio, $(NH_4)_3PO_4$, representa 3 átomos de N, 12 átomos de H, 1 átomo de P y 4 átomos de O en cada unidad de fórmula. Las proporcionesm olaress oni dénticasa l asp roporcionesd eá tomos.

$(NH_4)_3PO_4$

1 unidad de fórmula:	3 átomos de N	12 átomos de H	1 átomo de P	4 átomos de O
1 mol:	3 mol de átomos de N	12 mol de átomos de H	1 mol de átomos de P	4 mol de átomos de O

Ya sea que se trate de establecer el número de átomos, moles de átomos o masa molares del $(NH_4)_3PO_4$, la parte $(NH_4)_3$ de la fórmula significa que todo lo que está dentro del paréntesiss em ultiplicap or3 ,c omoa quís em uestra.

$$3 \times \text{masaa tómicad elN} = 3 \times 14.0 = 42.0 \text{ uma}$$
$$12 \times \text{masaa tómicad elH} = 12 \times 1.0 = 12.0 \text{ uma}$$
$$1 \times \text{masaa tómicad elP} = 1 \times 31.0 = 31.0 \text{ uma}$$
$$4 \times \text{masaa tómicad elO} = 4 \times 16.0 = 64.0 \text{ uma}$$
$$\text{Pesof ormular} = 149.0 \text{ uma}$$
$$1 \text{ mol de } (NH_4)_3PO_4 = 149.0 \text{ g}$$

Resuelve el ejemplo y el ejercicio que siguen, así como los problemas afines al finald ee stec apítulo.

EJEMPLO 4.15 Fórmulas químicas y masas molares

Conexión con el mundo real
El fosfato de calcio está presente en el tejido óseo.

Utiliza la fórmula del fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$, para efectuar los cálculos siguientes.

(a) ¿Cuál es la masa de 1 mol de fosfato de calcio?
(b) ¿Cuál es la masa de 1.464 mol de fosfato de calcio?
(c) ¿Cuántas unidades de fórmula de $Ca_3(PO_4)_2$ hay en 1.464 moles de fosfato de calcio?

SOLUCIÓN

(a)
$$3 \times \text{masaa tómicad elC a} = 3 \times 40.1 = 120.3 \text{ uma}$$
$$2 \times \text{masaa tómicad elP} = 2 \times 31.0 = 62.0 \text{ uma}$$
$$8 \times \text{masaa tómicad elO} = 8 \times 16.0 = 128.0 \text{ uma}$$
$$\text{Pesof ormular} = 310.3 \text{ uma}$$
$$1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 = 310.3 \text{ g}$$

(b) $$1.464 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{310.3 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2} = 453.8 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2$$ (1 libra)

(c) $$1.464 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}}{\text{mol } Ca_3(PO_4)_2} = 8.816 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}$$

EJERCICIO 4.15

(a) ¿Cuál es la masa (en gramos) de 2.47 mol de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$?
(b) ¿Cuántas unidades de fórmula de hidróxido de calcio hay en 2.47 mol de $Ca(OH)_2$?

Véanse los problemas 4.87-4.92.

Estos ejemplos ilustran cómo podemos trabajar con cantidades tanto grandes como pequeñas de sustancias químicas en moles. Se puede expresar la cantidad ya sea como una masa o como un número de partículas. Es importante que comprendas bien estos cálculos ahora; realizaremos muchos cálculos más con moles en el capítulo 9. En el capítulo que sigue investigaremos la estructura electrónica de los átomos: la clave de por qué los átomos se combinan en proporciones definidas.

Conexiones con el aprendizaje
Con vistas al capítulo 9 y más adelante.

Resumen del capítulo

Las tablas periódicas actuales incluyen 115 elementos. Los de número atómico mayor de 92 no están presentes en la naturaleza, pero han sido sintetizados. La primera definición funcional de un elemento, sustancia que no se puede descomponer en sustancias más simples, fue propuesta por Robert Boyle. Lavoisier fue el primero en emplear nombres modernos de los elementos, y Berzelius introdujo el uso de símbolos de una y dos letras que tiempo después fuerona doptadose nt odoe lm undo.

Los mismos elementos están presentes en la materia del universo entero, pero la abundancia de estos elementos difiere en nuestro sistema solar (Tabla 4.2), nuestro planeta (Fig. 4.4) y el cuerpo humano (Fig. 4.5).

La tabla periódica resume una gran cantidad de información, que incluye una clasificación de los elementos como metales (a la izquierda), no metales (a la derecha) y metaloides, con propiedades intermedias. Ciertos elementos no metálicos existen en forma de moléculas diatómicas (H_2, N_2, O_2 y los halógenos). La tabla 4.3 muestra las diferentes propiedades físicas de los metales y no metales.

Los filósofos griegos de la antigüedad que mejor comprendieron la naturaleza atómica de la materia fueron Leucipo y Demócrito, pero los primeros datos experimentales de importancia fundamental respecto a la naturaleza atómica de la materia fueron aportados por científicos del siglo XVIII como Priestley (descubrimiento del oxígeno), Lavoisier (explicación de la combustión), Proust (ley de las proporciones definidas) y Cavendish (electrólisis del agua). La teoría atómica de John Dalton proporcionó un modelo útil para explicar estos datos experimentales. Dalton observó además que ciertos elementos se combinan en más de unc onjuntod ep roporciones:l al eyd el asp roporcionesm últiples.

Las investigaciones han demostrado que el átomo no es indivisible; se puede dividir en más de 100 partículas subatómicas. Muchas de éstas son fragmentos inestables de vida corta. Las tres partículas subatómicas principales son el electrón, el protón y el neutrón. Todo átomo es neutro, pues tiene el mismo número de protones (carga positiva) que de electrones (carga negativa). La masa del electrón es prácticamente 0 uma. La masa del protón y del neutrón es 1 uma en ambos casos. El número de masa de un átomo es la suma del número de protones y neutrones. Los elementos están ordenados en la tabla periódica por número atómico, que es el número de protones. Los átomos de un elemento que tienen diferente número de neutrones se llaman isótopos; se les designa conforme a los métodos descritos.

Un mol de un elemento es la cantidad de ese elemento que tiene el número de Avogadro de átomos y una masa, en gramos, igual a la masa atómica indicada en la tabla periódica. La fórmula química de un compuesto emplea subíndices y paréntesis para mostrar el número de átomos de cada elemento que se han combinado para formar una unidad formular del compuesto. Un mol de un compuesto es la cantidad de ese compuesto que tiene el número de Avogadro de unidades formulares y una masa molar, en gramos, igual a su peso formular o pesom olecular.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Emplea la ortografía correcta de los nombres y símbolos de los elementos de la tabla 4.1. [4.1]
2. Cita los dos elementos más abundantes en nuestro sistema solar y los cuatro elementos más abundantes en la Tierra y en el cuerpo humano. [4.3]
3. Indica las fórmulas de los elementos que existen como moléculas diatómicas. [4.4]
4. Identifica los metales, no metales y metaloides en la tabla periódica, y menciona lasp ropiedadesf ísicasg eneralesd ec adac ategoría.[4.4,4 .5]
5. Identifica ejemplos que ilustren la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporcionesm últiples.[4.6,4 .7]
6. Menciona y explica los cinco puntos fundamentales de la teoría atómica de Dalton. [4.7]
7. Indica los nombres, símbolos, cargas y masas (en unidades de masa atómica) de las tresp artículass ubatómicasp rincipales.[4.8]
8. Determina el número de protones y neutrones, el número atómico y el número de masa de los isótopos. [4.9]
9. Expresal oss ímbolosd el osi sótopose mpleandod osm étodos.[4.9]
10. Determina la masa atómica media con base en las abundancias isotópicas indicadas. [4.10]
11. Efectúa cálculos con moles, número de átomos y masas en gramos. [4.11]
12. Interpretal oss ímbolosq ues ee mpleanp arae scribirf órmulasq uímicas.[4.12]
13. Determina pesos formulares y masas molares de compuestos con base en las masas atómicas.[4.12]

Términos clave

compuesto [4.1]
conductividad [4.5]
deuterio [4.9]
dúctil [4.5]
electrólisis [4.6]
electrón [4.8]
elemento [4.1]
familia de elementos [4.4]
familia de los halógenos [4.4]
fórmula química [4.7]
gases nobles [4.5]
grupo de elementos [4.4]
isótopos [4.9]
ley de las proporciones definidas [4.6]
ley de las proporciones múltiples [4.7]
lustre [4.5]
maleabilidad [4.5]
masa atómica media [4.10]
masa molar [4.12]
metales [4.4]
metales alcalinos [4.4]
metaloides [4.4]
mol [4.11]
moléculas diatómicas [4.4]
neutrón [4.8]
no metales [4.4]
núcleo [4.8]
número atómico [4.8]
número de Avogadro [4.11]
número de masa [4.8]
paréntesis en fórmulas químicas [4.11]
partículas subatómicas [4.8]
periodo de elementos [4.4]
peso atómico [4.10]
peso formular (P.F.) [4.12]
peso molecular (P.M.) [4.12]
protio [4.9]
protón [4.8]
símbolos de elementos [4.2]
teoría atómica de Dalton [4.7]
tritio [4.9]
unidad formular [4.12]
unidades de masa atómica [4.7]

Problemas

Elementos:d escubrimientos y nombres

4.1 ¿Quiénesf ueronl os alquimistas?

4.2 ¿Cuáles fueron las aportaciones de los alquimistas a la ciencia?

4.3 ¿Cuál es la definición de elemento según Robert Boyle?

4.4 ¿Cuál es la definición de compuesto según Robert Boyle?

4.5 ¿Quién reconoció la importancia de registrar datos cuantitativos y formuló la ley de conservación de la masa?

4.6 ¿Quién fue el primer científico (el "padre de la química") que utilizó nombres sistemáticos modernos para designarl ose lementosq uímicos?

4.7 ¿Cuál de los elementos siguientes ha sido sintetizado pero no está presente en la naturaleza? (Ha sido hallado en lase strellas.)

a. arsénico b. boro c. cobalto
d. rubidio e. tecnecio

4.8 ¿Cuál de los elementos siguientes no está presente en la naturaleza?(Has idoh alladoe nl ase strellas.)

a. ástato b. boro c. cesio
d. titanio e. uranio

4.9 ¿Cuál letra del símbolo de un elemento siempre es mayúscula cuando el símbolo tiene más de una letra?

4.10 ¿Quién utilizó por primera vez un sistema de símbolos de dosl etrasp arar epresentarl ose lementos?

4.11 Indica los símbolos correctos de los elementos siguientes.

a. potasio b. manganeso c. cobre
d. oro e. fósforo f. flúor

4.12 Indica los símbolos correctos de los elementos siguientes.

a. sodio b. magnesio c. cromo
d. hierro e. mercurio f. plata

4.13 Indica los nombres de los elementos que estos símbolosr epresentan.

a. As b. Ba c. Sb
d. Si e. Pt f. N

4.14 Indica los nombres de los elementos que estos símbolosr epresentan.

a. Sr b. Br c. Cl
d. Sn e. W f. Pb

4.15 Consulta la tabla 4.1 y cita tres usos importantes de cada uno de los elementos siguientes.

a. antimonio b. boro c. cloro
d. manganeso e. estaño

4.16 Consulta la tabla 4.1 y cita tres usos importantes de cada uno de los elementos siguientes.

a. argón b. bromo c. calcio
d. magnesio e. fósforo

4.17 ¿Cuál de los elementos siguientes *no* es uno de los cuatroe lementosm ásа bundantese nl ac ortezat errestre?

a. aluminio b. hidrógeno
c. silicio d. hierro

4.18 ¿Cuál de los elementos siguientes *no* es uno de los cuatroe lementosm ásа bundantese ne lc uerpoh umano?

a. nitrógeno b. hidrógeno
c. carbono d. hierro

4.19 En términos de número total de átomos (Tabla 4.2), indica la composición del universo y coméntala en relación con la posición de los elementos en la tabla periódica.

4.20 En términos de número total de átomos (Tabla 4.2), indica la composición de nuestro sistema solar y coméntala en relación con la posición de los elementos en la tablap eriódica.

Metales, no metales y metaloides

4.21 Clasifica los elementos siguientes como metales, no metaleso m etaloides.

a. boro b. berilio c. cloro
d. sodio e. azufre f. flúor

4.22 Clasifica los elementos siguientes como metales, no metaleso m etaloides.

a. potasio b. bromo c. calcio
d. silicio e. fósforo f. germanio

4.23 Estudia la Fig. 4.7 y cita algunas propiedades físicas representativas de los *no metales*. Coméntalas en relación conl asp ropiedades del osm etales.

4.24 Estudia la Fig. 4.7 y cita algunas propiedades físicas representativas de los *metales*. Coméntalas en relación con las propiedades de los no metales.

4.25 ¿Cuáles de las siguientes son fórmulas de elementos incorrectas?

a. H_2 b. Br_2 c. He_2
d. Cr_2 e. F_2

4.26 ¿Cuáles de las siguientes son fórmulas de elementos incorrectas?

a. Ar_2 b. Fe c. Cu_2
d. I_2 e. O_2

4.27 Describe el hidrógeno gaseoso en el nivel molecular por medio de una imagen verbal (una explicación de lo quev erías).

4.28 Describe el helio gaseoso en el nivel molecular por medio de una imagen verbal.

4.29 Enumera todos los elementos que son gases a temperatura ambiente (además de los gases nobles). Clasifícalosc omom etales,n om etaleso m etaloides.

4.30 Enumera todos los elementos que son líquidos a temperatura ambiente. Clasifícalos como metales, no metales om etaloides.

4.31 ¿Cuáles de los elementos siguientes *no* son buenos conductores?

a. aluminio b. azufre c. cobre
d. oro e. fósforo f. sodio

4.32 ¿Cuál de estos elementos es el que tiene el más alto punto de fusión?

a. mercurio b. sodio c. tungsteno
d. hierro e. bromo f. nitrógeno

4.33 ¿Cuál de estos elementos es el que presenta menos lustre?

a. aluminio b. fósforo c. cromo
d. plata e. platino

4.34 ¿Cuálesd el ose lementoss iguientes *no* sond úctiles?

a. carbono b. plata c. cobre
d. azufre e. hierro

Átomos:d eD emócritoa D alton

4.35 ¿Qué importantes filósofos griegos pensaban que la materia es atomística, y qué filósofos pensaron que la materia esc ontinua?

4.36 ¿Es la materia continua o atomística? Explica tu respuesta.

4.37 Menciona a dos personas que descubrieron el oxígeno de manera independiente. ¿A cuál de ellos se acredita eld escubrimiento?¿ Porq ué?

4.38 ¿Quién fue el primero en afirmar que un compuesto químico siempre contiene elementos en ciertas proporcionesd efinidas?

4.39 ¿Quién llevó a cabo experimentos cuantitativos y explicól ac ombustiónc orrectamente?

4.40 ¿Quéo curred urantel ac ombustión?

4.41 En el laboratorio, la electrólisis de una muestra de agua

produjo 20 mL de hidrógeno y 10 mL de oxígeno. De otra muestra se obtuvieron 28 mL de hidrógeno y 14 mL de oxígeno. ¿Apoyan estos datos la ley de las proporciones definidas, la ley de las proporciones múltiples o ambasl eyes?

4.42 ¿Cómo refutó la electrólisis del agua la creencia del filósofo griego de que el agua es un elemento?

La teoría atómica de Dalton

4.43 En el nivel atómico, Dalton explicó que los átomos se combinan en proporciones de números enteros. ¿Cómo explica esto el experimento de Berzelius que demuestra que 10.00 g de plomo nunca producen más de 11.56 g de sulfuro de plomo, aun cuando se agregue más azufre?

4.44 ¿Quée su nm odeloc ientífico?C itau ne jemplo.

4.45 Se analizaron tres muestras y se encontró que contenían sólo cobre y cloro.

	Muestra A	*Muestra B*	*Muestra C*
Cloro	5.50 g	20.0 g	12.0 g
Cobre	10.0 g	18.0 g	21.8 g

a. ¿Qué leyes demuestran los compuestos A y C?
b. ¿Qué leyes demuestran los compuestos A y B?
c. ¿Cuál es la proporción de gramos de cloro de la muestra B respecto a la muestra A cuando se emplea 1.00 g de cobre?

4.46 En el caso del compuesto A del problema 4.45, ¿cuántos gramos de cloro se combinarían totalmente con 26.0 g de cobre?

4.47 En uno de los compuestos de nitrógeno y oxígeno, 14.0 g de nitrógeno se combinan con 32.0 g de oxígeno. Aplica la ley de las proporciones definidas para averiguar cuánto oxígeno deberá combinarse con una muestra de 10.5 g de nitrógeno para producir este mismo compuesto.

4.48 Un compuesto gaseoso que contiene átomos de nitrógeno y de oxígeno se emplea como anestésico en odontología. El análisis de una muestra del gas indicó 2.80 g de nitrógeno y 1.60 g de oxígeno. ¿Cuánto oxígeno se combinaríac on1 0.5g d en itrógeno?

4.49 La fórmula del metano (presente en el gas natural) es CH_4. Si una muestra de metano contiene 6×10^{10} átomos de carbono, ¿cuántos átomos de hidrógeno deben estar presentes también? ¿Cuál ley debe aplicarse para responder esta pregunta: la ley de las proporciones definidaso l al eyd el asp roporcionesm últiples?

4.50 En las moléculas de propano gaseoso, C_3H_8, ¿cuántos átomos de hidrógeno se combinan con 6×10^{24} átomos de carbono? Si tuvieras 6×10^{24} átomos de carbono, ¿serían uficientesp aras erv isiblese nc onjunto?

4.51 Explica el significado del concepto de ley científica. ¿En qué difiere del concepto de ley gubernamental? Citae jemplos.

4.52 Explica el significado del concepto de teoría científica. Explícalo también en términos de la teoría atómica deD alton.

4.53 ¿Cuál de los cinco puntos de la teoría atómica de Dalton explica la ley de conservación de la masa de Lavoisier? ¿Qué número tiene este punto y qué afirma? ¿Cómo *explica* lac onservaciónd el am asa?

4.54 ¿Qué es incorrecto en el primer punto de la teoría atómicad eD alton?E xplicat ur espuesta.

4.55 ¿Qué ley explica el tercer punto de la teoría atómica de Dalton?E xplicat ur espuesta.

4.56 ¿Qué es incorrecto en el segundo punto de la teoría atómicad eD alton?E xplicat ur espuesta.

4.57 ¿Cuál de los cinco puntos de la teoría atómica de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples del propioD alton?E xplicat ur espuesta.

4.58 ¿Cuál de los cinco puntos de la teoría atómica de Dalton explica lo que ocurre en una reacción química? Explica tu respuesta. ¿Qué relación hay entre este punto y el primero de la teoría de Dalton?

Átomosy partículas subatómicas

4.59 ¿Cuáles son los nombres, cargas eléctricas y números dem asad el ast resp artículass ubatómicasp rincipales?

4.60 El número atómico siempre es igual al número de ciertasp artículass ubatómicas.¿ Deq uép artículass et rata?

4.61 ¿Por qué son neutros los átomos? Indica la ubicación dentro del átomo de las partículas que le confieren neutralidad.

4.62 Si se conoce el número de protones, de neutrones y de electrones de un átomo, ¿cómo se calcula el número dem asa?

4.63 Con ayuda de la tabla periódica, averigua el número de protones y de electrones de los átomos de los elementoss iguientes.
a. calcio b. plomo c. plomo d. neón

4.64 Con ayuda de la tabla periódica, averigua el número de protones y de electrones de los átomos de los elementoss iguientes.
a. sodio b. radio c. nitrógeno d. flúor

4.65 Un átomo neutro determinado de cloro (número atómico 17) tiene un número de masa de 35.
a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
b. Indica el número de protones, de electrones y de neutronesd ee steá tomo.

4.66 Un átomo neutro determinado de cloro (número atómico 17) tiene un número de masa de 37.
a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
b. Indica el número de protones, de electrones y de neutronesd ee steá tomo.

4.67 Un átomo neutro determinado de bromo (número atómico 35) tiene un número de masa de 81.
a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
b. Indica el número de protones, de electrones y de neutronesd ee steá tomo.

4.68 Un átomo neutro determinado de bromo (número atómico 35) tiene un número de masa de 79.

a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
b. Indica el número de protones, de electrones y de neutronesd ee steá tomo.

Isótoposy m asas atómicas

4.69 Lat ablas iguiented escribec uatroá tomos.

	Átomo A	*Átomo B*	*Átomo C*	*Átomo D*
Núm. de protones	10	11	11	10
Núm. de neutrones	11	10	11	10
Núm. de electrones	10	11	11	10

a. ¿Son los átomos A y B isótopos del mismo elemento?
b. ¿Son los átomos A y D isótopos del mismo elemento?
c. ¿Cuál es el número de masa del átomo A?
d. ¿Cuál es el número de masa del átomo D?

4.70 Las preguntas siguientes se refieren a los cuatro átomos descritose ne lp roblema4 .69.
a. ¿Son los átomos A y C isótopos del mismo elemento?
b. ¿Son los átomos B y C isótopos del mismo elemento?
c. ¿Cuál es el número de masa del átomo B?
d. ¿Cuál es el número de masa del átomo C?

4.71 Con respecto a un átomo de deuterio, escribe el símbolo de este isótopo en la forma ${}^{A}_{Z}X$ e indica su número atómico, número de masa y número de protones, neutronesy e lectrones.

4.72 Con respecto a un átomo de tritio radiactivo, escribe el símbolo de este isótopo en la forma ${}^{A}_{Z}X$ e indica su número atómico, número de masa y número de protones, neutronesy e lectrones.

4.73 Con respecto a un átomo de radón-222 radiactivo, presentee nl an aturaleza,i ndicae ln úmerod e
a. protones b. neutrones c. electrones.

4.74 Con respecto a un átomo de estroncio-90 radiactivo, indicae ln úmerod e
a. protones b. neutrones c. electrones.

4.75 Con respecto a un átomo de hierro-59 radiactivo, que se utiliza para medir la duración de la vida de los glóbulos rojos de la sangre, indica el número de
a. protones b. neutrones c. electrones.

4.76 Con respecto a un átomo de yodo-127 radiactivo, presentee nl an aturaleza,i ndicae ln úmerod e
a. protones b. neutrones c. electrones.

4.77 Calcula la masa atómica media del elemento boro, que tiene dos isótopos. Utiliza los datos de la tabla 4.5.

4.78 Calcula la masa atómica media del elemento cobre, que tiene dos isótopos. Utiliza los datos de la tabla 4.5.

4.79 Calcula la masa atómica media del elemento magnesio, que tiene tres isótopos. Utiliza los datos de la tabla 4.5.

4.80 Analiza el concepto de masa atómica media en relación con un elemento específico. ¿Cómo se compara con la masaa tómicaq ues em uestrae n lat ablap eriódica?

Cómoc ontar con moles

4.81 Concepto: Se puede calcular la *masa* de un solo objeto si se conoce el número de objetos y la masa total.
a. Si 100 monedas tienen una masa total de 226.13 g, ¿cuál es la masa de una moneda?
b. La masa de un mol de carbono (carbón vegetal) es de 12.00 g, y contiene 6.022×10^{23} átomos de carbono. ¿Cuál es la masa de un átomo de carbono?

4.82 Concepto: Se puede calcular el *número* de objetos que hay en una muestra si se conoce la masa total y la masa deu ns oloo bjeto.
a. Si la masa de un puñado de clips que has tomado con la mano es de 53.8271 g, y la masa de un clip es de 0.3929 g, ¿cuántos clips tienes en la mano?
b. Si tienes 18.00 g de carbono (carbón vegetal) y un mol de carbono tiene una masa de 12.00 g, determina el número de moles de carbono y el número de átomosd ec arbonoq uet ienes.

4.83 ¿Cuál es la masa de 1 mol de calcio? ¿Cuántos átomos representae stam asa?

4.84 ¿Cuál es la masa de 1 mol de oro? ¿Cuántos átomos representae stam asa?

4.85 ¿Cuál es la masa de 1 mol de aluminio? ¿Cuántos átomos de aluminio hay en esta cantidad?

4.86 ¿Cuál es la masa de 1.650 mol de aluminio? ¿Cuántos átomosd ea luminioh aye ne stac antidad?

Masasm olaresy f órmulas químicas

4.87 La leche de magnesia contiene hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$.
a. ¿Cuál es la masa de 1 mol de $Mg(OH)_2$?
b. ¿Cuál es la masa de 1.27 mol de $Mg(OH)_2$?

4.88 Se emplean pequeñas cantidades de ácido fosfórico, H_3PO_4,e nl asb ebidasg aseosaso rdinarias.
a. ¿Cuál es la masa de 1 mol de H_3PO_4?
b. ¿Cuál es la masa de 0.731 mol de H_3PO_4?

4.89 Calcula la masa de un mol de cada sustancia.
a. $CaCO_3$ (carbonato de calcio; en la piedra caliza, el mármoly c iertosa ntiácidos)
b. NH_4NO_3 (nitrato de amonio; se emplea en fertilizantesy e xplosivos)
c. Na_3PO_4 (fosfato de sodio; se usa para limpiar superficiesa ntesd ep intarlas)

4.90 Calcula la masa de un mol de cada sustancia.
a. SO_2 (dióxido de azufre; gas que origina problemas dec ontaminación)
b. Na_2CO_3 (carbonato de sodio; se emplea como agente ablandador de agua)
c. H_2SO_4 (ácido sulfúrico; es un importante ácido industrial)

4.91 Calcula la masa de 1.22 moles de cada una de las sustanciasd elp roblema4 .89.

4.92 Calcula la masa de 1.22 moles de cada una de las sustanciasd elp roblema4 .90.

Estudiantes en *acción*

Elementos de la tabla periódica

Lleva a cabo la siguiente actividad sobre algunos elementos de la tabla periódica. Puedes consultar libros de texto, páginas de Internet, enciclopedias, y otros recursos bibliográficos que consideres adecuados.

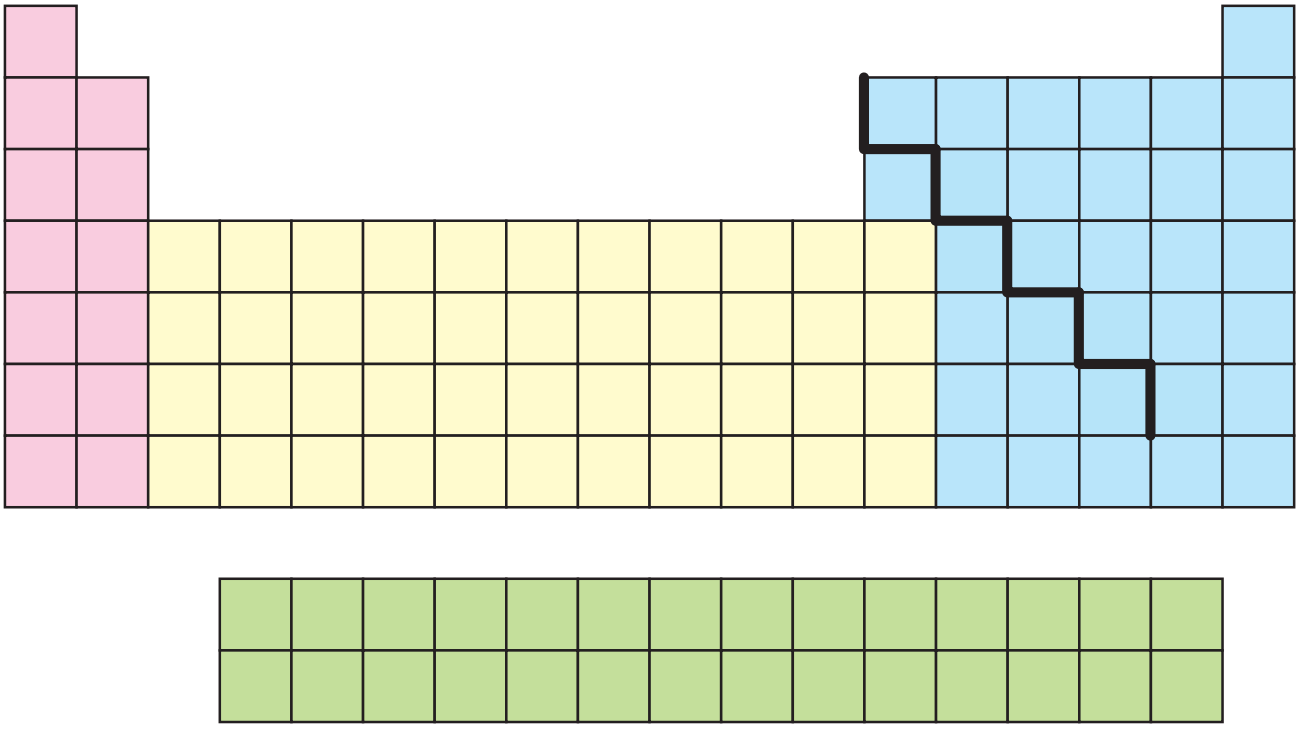
Procedimiento

1. En la siguiente tabla se presenta información sobre algunos elementos; con base en ella y con ayuda de una tabla periódica completa, determina el símbolo y el número atómico del elemento al que alude. Te sugerimos revisar la tabla 4.1: Nombres, símbolos y usos de algunos elementos importantes. Después, escribe el símbolo en la casilla correspondiente de la tabla periódica de la siguiente página.

Característica	Nombre y símbolo del elemento	Número atómico
Elemento que tiene el punto de fusión más alto de los metales.		
Elemento que fue descubierto por Andrés Manuel del Río en 1801.		
Elementos (2) cuyo nombre les fue asignado en honor a dos continentes.		
Elemento metálico sólido con punto de fusión tan bajo que incluso puede fundirse en la palma de la mano.		
Elemento cuyo nombre significa “sol”.		
Elemento utilizado para fabricar imanes permanentes.		
Es un elemento metálico líquido color plateado		
Elemento cuyas formas alotrópicas son: el grafito, diamante, fulereno, los nanotubos y el grafeno (descubierto en el 2004).		
Es el metal alcalino térreo más pesado.		

2. Ahora te presentamos los símbolos y números atómicos de algunos elementos. Escríbelos en el esquema de la tabla periódica y con base en su ubicación y con ayuda de una tabla periódica completa, anota algunas propiedades del elemento.

Nombre y símbolo del elemento	Número atómico	Propiedades
Cl	17	
Kr	36	
U	92	
K	19	
Cr	24	
Au	79	
Cm	96	
As	33	
Te	52	



capítulo

5

Estructura atómica: iones y átomos

CONTENIDO

5.1 Descubrimiento de la estructura atómica

5.2 El espectro electromagnético

5.3 Electrones excitados y espectros

5.4 Los electrones en los átomos

5.5 Modelo mecánico cuántico del átomo

5.6 Niveles energéticos de los electrones

5.7 Electrones de valencia y símbolos de Lewis

Estructura electrónica: conceptos adicionales optativos

5.8 Subniveles energéticos y orbitales

5.9 Subniveles energéticos y la tabla periódica

5.10 Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales

Vemos los colores del arcoiris de luz visible,
pero muchas frecuencias están más allá de nuestra mirada.

–Ralph Burns

¿De dónde surgen los brillantes y característicos colores de los fuegos de artificio? ¿Cuál es la diferencia entre la radiación ultravioleta y la infrarroja? ¿Qué son los iones? ¿Por qué ciertos minerales resplandecen al iluminarlos con "luz negra"? Podremos responder preguntas como éstas una vez que hayamos comprendido ciertas propiedades de los electrones excitados de los átomos. En este capítulo estudiaremos algunas de las singulares propiedades de los átomos excitados, así como la disposición de los electrones dentro de los átomos. A esta disposición de los electrones en los átomos se deben muchas de las propiedades de los distintos elementos. Pero antes habrá que examinar algunos de los descubrimientos que revelaron información importante acerca de los átomos. La revisión de estas investigaciones en orden cronológico nos permitirá seguir el razonamiento que dio origen a nuestro conocimiento actual de los átomos y las partículas subatómicas.

5.1 Descubrimiento de la estructura atómica

La teoría atómica de Dalton y su trabajo con las masas atómicas relativas prepararon el camino para numerosas investigaciones experimentales del siglo XIX, pero fue el descubrimiento de la electricidad y de la radiactividad lo que aportó las mejores herramientas nuevas para explorar el átomo. Examinaremos brevemente algunos de estos descubrimientos a partir del punto al que llegamos en el capítulo anterior, con Dalton.

Aunque Dalton aportó una lista de masas atómicas relativas de algunos elementos, no era una lista completa y algunos de sus valores no eran exactos. La confusión en torno a las masas atómicas relativas atrajo considerable atención en las primeras décadas del siglo XIX, pero determinar estas masas atómicas no era tarea fácil en aquella época.

Para 1869 ya se habían establecido las masas atómicas relativas de muchos elementos con bastante exactitud, y el químico ruso Mendeleev publicó un texto de química con su "tabla periódica", que mostraba los elementos dispuestos en orden de masa atómica creciente, de tal manera que los elementos con propiedades químicas similares aparecían agrupados en familias. La tabla periódica de Mendeleev era semejante a las tablas periódicas modernas. En el capítulo 7 se analizarán varias propiedades periódicas de los elementos.

Uso de la electricidad en el estudio de los átomos

De gran trascendencia fue el trabajo experimental de dos científicos británicos: el químico William Crookes (Fig. 5.1) y el físico Joseph J. Thomson (Fig. 5.2). En 1879, Crookes llevó a cabo estudios con un tubo de vidrio al vacío, en el cual se habían insertados dos discos metálicos llamados **electrodos**, uno en cada extremo del tubo. Al conectar los electrodos a la fuente de voltaje mediante cables individuales, uno de los discos adquiría carga positiva, y el otro, carga negativa. Se extraía entonces la mayor parte del aire del interior del tubo mediante una bomba de vacío. Al aplicar un alto voltaje al **cátodo** (electrodo negativo) y al **ánodo** (electrodo positivo), el tubo al vacío comenzaba a emitir luz (Fig. 5.3a). Crookes observó además que el haz que aparecía dentro del tubo (llamado *tubo de descarga*) se desviaba al colocar un imán cerca de él (Fig. 5.3b). Estaba convencido de que este haz luminoso, que ahora conocemos como **rayo catódico**, estaba formado por partículas con carga.

Pero, ¿qué eran realmente estos rayos catódicos? J. J. Thomson obtuvo la respuesta en 1897. Demostró que los rayos catódicos se desviaban en un campo eléctrico. A un costado del tubo de descarga de Crookes se colocó una placa metálica con carga positiva, y en el lado opuesto se puso una placa con carga negativa (Fig. 5.4). Los rayos que viajaban del cátodo al ánodo eran atraídos por la placa positiva y repelidos por la negativa. Por consiguiente, los rayos debían estar compuestos de partículas con carga negativa, a las que

Conexión con la química
CALOR ESPECÍFICO y masa atómica: J. J. Berzelius (en 1814) y dos franceses, Pierre Dulong y Alexis Petit (en 1819), observaron que el calor específico de los metales disminuía a medida que la masa atómica aumentaba, y con base en estos datos establecieron la masa atómica de muchos metales.

Figura 5.1 Sir William Crookes (1832-1919) fue el científico británico que inventó el tubo de rayos catódicos. Su obra preparó el camino para el descubrimiento del electrón.

Conexión con el mundo real
Podemos considerar el tubo de Crookes como el precursor del tubo fluorescente moderno: un tubo al que se ha hecho un vacío parcial, dotado de electrones y lleno de vapor de mercurio y un poco de argón gaseoso.
Gran parte de la tecnología actual, desde las computadoras hasta las comunicaciones de audio y vídeo, se basa en nuestro conocimiento de los electrones.

Figura 5.2 J. J. Thomson (1856-1940)f uee lc ientíficob ritánicoq ue estableció l ar azónd ec argaa m asa del electrón. Se hizo acreedor al Premio Nobel de Física de 1906 pors usi nvestigacioness obrel a conductividade léctricad el osg ases.

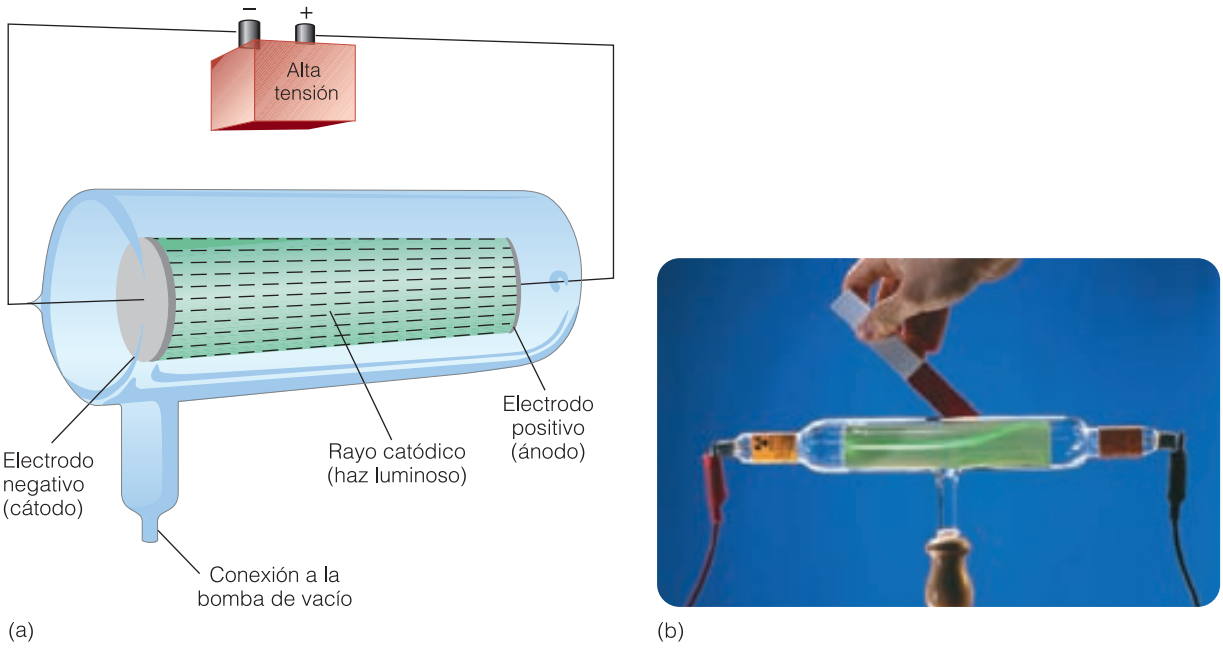


Figura 5.3 (a) Diagrama de un tubo de descarga de Crookes. (b) Desviación del haz en un campo magnético dentro de un tubo de descarga de Crookes. El recubrimiento de sulfuro de zinc de la tira de metal del tubo emite luz cuando inciden en él los electrones.

Thomson llamó corpúsculos; más tarde, el físico irlandés G. J. Stoney les dio el nombre de *electrones*.

Aunque Thomson no consiguió medir la carga ni la masa de los electrones, sí logró medir la razón de la carga, e, a la masa, m, de los electrones, determinando su grado de desviación en un campo magnético de intensidad conocida. Este valor, conocido como razón e/m, es de -1.76×10^8 coulombs por gramo. Conocer esta relación y no poder calcular la masa del electrón es algo parecido a saber que la masa de una manzana es 1000 veces mayor que la masa de una semilla de manzana, sin poder determinar la masa de la manzana ni de la semilla.

El valor de la razón e/m de un electrón es negativo porque los electrones tienen carga negativa. El coulomb es la unidad SI de carga eléctrica, y representa una carga muy grande: aproximadamente la carga que pasa por una bombilla de 100 watts en un segundo.

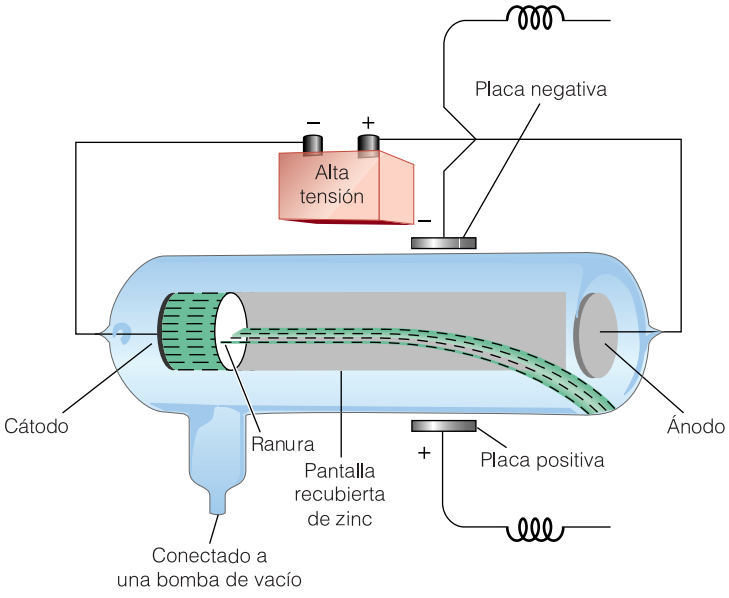


Figura 5.4 Diagrama dela parato de Thomson en el que se muestra la desviación de un haz de electrones enu nc ampoe léctrico.

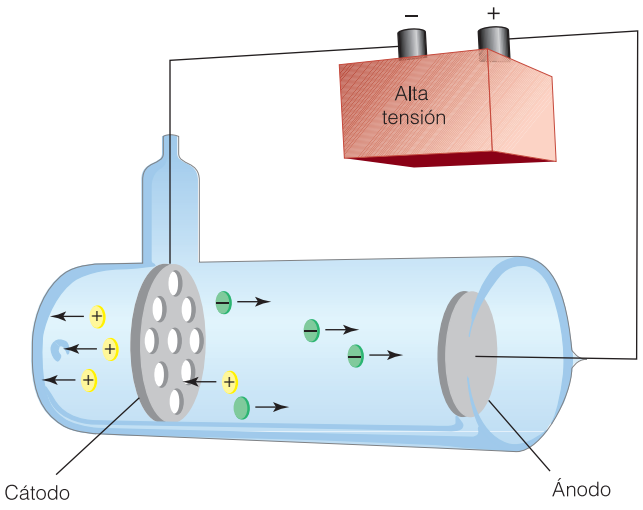


Figura 5.5 Aparatod eG oldstein parae studiarp artículasp ositivas.

Thomson demostró que las propiedades de los rayos catódicos son iguales sin importar el metal de que se hubiese hecho el cátodo. Los cátodos de diversos metales emitían corrientes de partículas de masa y carga idénticas. El modelo del átomo de Dalton no explicaba estos resultados experimentales. Si los átomos eran indivisibles, no era posible que emitiesen partículas. Por tanto, había que modificar o desechar el modelo de Dalton.

En 1886, el científico alemán Eugen Goldstein llevó a cabo algunos experimentos con un tubo de Crookes modificado cuyo cátodo era un disco metálico lleno de orificios (Fig. 5.5). Con este aparato, Goldstein observó no sólo la corriente de electrones emitida por el cátodo, sino además unos rayos positivos (llamados rayos en canal) en la región situada detrás del cátodo. Ahora sabemos que estas cargas positivas se forman cuando los rayos catódicos desprenden electrones de los átomos gaseosos neutros. Se producen partículas positivas diferentes cuando se emplean gases distintos, pero todas las cargas positivas son múltiplos del valor que se obtiene cuando se utiliza hidrógeno gaseoso.

Ya para 1904 se habían reunido indicios suficientes para sugerir que sin lugar a dudas los átomos estaban formados de partículas más pequeñas. J. J. Thomson había comprobado la existencia de los electrones, y Goldstein había demostrado que también se formaban partículas positivas. Thomson propuso entonces una explicación, que se conoce el modelo del "pudín de pasas" del átomo (Fig. 5.6). Imaginó un átomo con cargas negativas (electrones) dispersas entre un número igual de cargas positivas (protones). El modelo de Thomson resultó ser incorrecto, pero ofrecía una explicación de los hechos conocidosh astae ntonces.

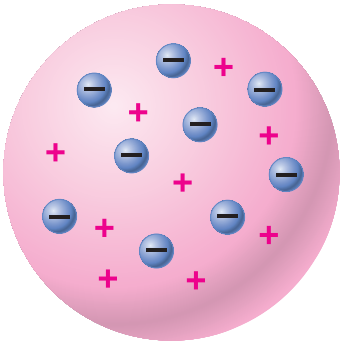
Conexión con el mundo real
El moderno cinescopio del televisor es un tubo de rayos catódicos (TRC) que se basa en los mismos principios aplicados por Thomson. Se utiliza un campo eléctrico variable para dirigir la trayectoria de las partículas cargadas a lo ancho de una superficie fosforescente.

"En ciencia, una teoría errónea puede ser valiosa, y es mejor que no tener teoría alguna."

–Sir William L. Bragg

Bragg y su padre, Sir W. H. Bragg, compartieron el Premio Nobel de Física de 1915 por sus estudios de cristales con rayos X.

Figura 5.6 Modelod e" pudínd e pasas"d elá tomod e Thomson.



La carga del electrón

Fue un científico estadounidense, Robert A. Millikan, quien estableció la carga del electrón mediante experimentos realizados en 1909 en la Universidad de Chicago. En la Fig. 5.7 se representan las partes fundamentales del aparato utilizado por Millikan para su experimento de la "gota de aceite". Se usó una botella atomizadora para rociar una niebla de aceite ligero en la cámara superior del aparato. Cuando una gotita de aceite caía a través de un orificio hasta la cámara inferior, recogía electrones producidos irradiando el aire con rayos X. El movimiento de la gota con carga negativa que caía se podía retardar, o incluso detener, ajustando la fuerza eléctrica de las placas.

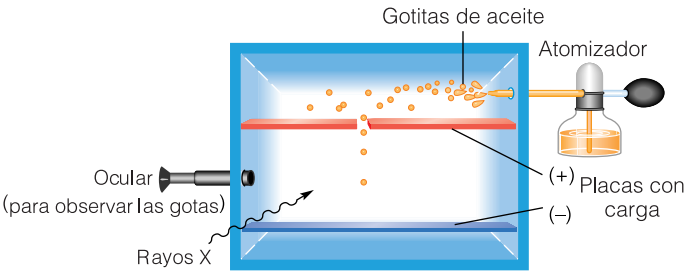


Figura 5.7 El experimento de la gota de aceite de Millikan permitió establecer la carga del electrón.

La masa de una gota de aceite se podía conocer observando la rapidez de su caída en ausencia de un campo eléctrico. Este experimento no fue totalmente original de Millikan; otros científicos habían empleado gotas de agua, pero la evaporación hacía que la masa cambiase continuamente. Robert Millikan se hizo acreedor al Premio Nobel de Física de 1923 por su trabajo.

Millikan pudo calcular la cantidad de carga de una gota porque conocía la magnitud de la fuerza eléctrica de las placas, y podía conocer la masa de la gota. Luego de muchos experimentos, Millikan encontró que, si bien la carga eléctrica de una gota de aceite no era siempre la misma, era un múltiplo de -1.60×10^{-19} coulomb. Dedujo que este valor es la carga del electrón porque una gota podía recoger uno o más electrones. Una vez obtenida la carga del electrón, se pudo calcular su masa porque Thomson ya había determinado un valor de la razón e/m. Cada electrón tiene una masa de 9.110×10^{-28} g.

Rayos X y radiactividad: otras dos herramientas para explorar los átomos

Luego de los descubrimientos de Crookes y Goldstein, pero antes que Millikan realizara su experimento de la gota de aceite, otros importantes descubrimientos respecto a los átomose stabant eniendol ugarc onr apidez.

Dos importantes descubrimientos de la década de 1890 a 1900 podrían describirse como accidentes afortunados. "Accidente afortunado" es el término que se emplea para describir algo inesperado que, cuando sucede, abre nuevos campos de estudio. Estos accidentes afortunados serían pasados por alto si no ocurriesen en presencia de un observadorp reparado,c apazd ep ercibirs ui mportancia.

Es necesario hacer algún tipo de investigación para descubrir algo, pero lo que se descubre puede ser algo inesperado: ¡un accidente afortunado!

—Ralph Burn

Se produjo un accidente afortunado en 1895, cuando el científico Wilhelm Roentgen trabajaba en un cuarto oscuro estudiando ciertas sustancias que emitían luz al ser expuestas a los rayos catódicos. Para su sorpresa, Roentgen observó esta luminosidad en una hoja de papel tratada químicamente y mantenida a cierta distancia del tubo de rayos catódicos. El papel emitía luz incluso cuando el tubo se encontraba en la habitación de al lado. Roentgen había descubierto un nuevo tipo de rayo, ¡capaz de atravesar las paredes! Estos penetrantes rayos, a los que Roentgen dio el nombre de **rayos X** (Fig. 5.8), se desprendían del ánodo siempre que el tubo de rayos catódicos estaba funcionando. A diferencia de los rayos catódicos, que son corrientes de partículas con carga, los rayos X se asemejan más a la energía lumínica.

Conexión con el mundo real
Los rayos X son importantes en la ciencia básica y en el campo de la medicina, pero su uso indiscriminado dio lugar a varios casos de quemaduras graves y algunos fallecimientos. Tomó algún tiempo comprender que los rayos que atravesaban el cuerpo también podían provocar daños biológicos.

Como a menudo sucede cuando se hace un nuevo descubrimiento emocionante, muchos otros científicos comenzaron a estudiar los rayos X. El francés Antoine Becquerel estudiaba desde tiempo atrás la fluorescencia, un fenómeno que se produce cuando ciertas sustancias químicas emiten luz al exponerse a los rayos solares intensos. Becquerel se preguntó si la fluorescencia podría tener alguna relación con los rayos X.

Los estudios de Becquerel sobre la fluorescencia no habían avanzado mucho aún cuando se produjo otro accidente afortunado. Luego de que una muestra de un compuesto de uranio estuvo brevemente expuesta a la luz solar, su experimento se vio interrumpido por varios días nublados, por lo cual Becquerel puso la placa fotográfica cubierta y el compuesto en un cajón. Más tarde, cuando concluyó el experimento y reveló la placa fotográfica, cuál no sería su sorpresa al encontrar que mostraba imágenes de la muestra de uranio. Nuevos experimentos demostraron que esta radiación nada tenía que ver con la fluorescencia, sino que era una propiedad característica del elemento uranio.

El descubrimiento de Becquerel atrajo la atención de muchos científicos, que también comenzaron a estudiar este nuevo tipo de radiación. Uno de los colegas de Becquerel, Marie Curie, estudió este nuevo fenómeno y lo llamó **radiactividad**.

ROSTROS DE LA QUÍMICA

Los Curie

Marie Sklodowska nació en Polonia en 1867. Se trasladó a París para hacer un doctorado en matemáticas y física. Ahí conoció y se casó con Pierre Curie, un respetado físico francés. Entre 1898 y 1900 Marie Curie, con ayuda de Pierre, aisló muestras de dos elementos nuevos de la mena de uranio que se conoce como pechblenda. A uno de estos elementos le dio el nombre de Polonio, en honor a su país natal, y al otro lo llamó radio debido a sus propiedades altamente radiactivas. El radio pronto comenzóa e mplearsee xtensamentep arat ratare lc áncer.

Marie Curie fue la primera persona en ganar dos premios Nobel de las ciencias. Los Curie compartieron con Becquerel el Premio Nobel de Física de 1903 por su descubrimiento de la radiactividad natural. Pierre Curie murió en un accidente de tránsito tres años más tarde, pero Marie continuó trabajando con la radiactividad y en 1911 se hizo acreedora a un segundo premio Nobel, de química, por el descubrimiento del radio y del polonio. La hija de los Curie, Irène, y su esposo, Frédéric Joliot, ganaron tiempo después el Premio Nobel de Química de 1935 por su trabajo con materiales radiactivos. Ésta es la única familia que ha ganado tres premios Nobel.

Marie Curie murió en 1934 de anemia perniciosa, tal vez inducida por el trabajo agotador y la prolongada exposición a lar adiaciónd el osm aterialesq uee studiaba.

Marie Curie en su laboratorio.

El modelo nuclear del átomo de Rutherford

Ernest Rutherford, un neozelandés que trabajaba en la Universidad McGill de Montreal, investigó la radiación del uranio, el radio y otros elementos radiactivos. Cuando hizo pasar esta radiación a través de un campo magnético intenso, observó que los rayos se separaban, esto es, se desviaban en direcciones distintas (Fig. 5.9). Las partículas que constituyen los rayos **alfa** (α) que Rutherford descubrió, tienen una carga doblemente positiva, 2+. Estas partículas se desviaban hacia la placa con carga negativa y su masa resultó ser cuatro veces mayor que la del átomo de hidrógeno. Se encontró que los rayos **beta** (β) eran idénticos a los rayos catódicos, que son corrientes de electrones con una carga negativa, 1–. El campo magnético no desviaba los rayos **gamma** (γ), que resultaron ser muy parecidos a los rayos X aunque aún más penetrantes. Los rayos gamma no tienen masa ni carga. Examina la tabla 5.1.

El descubrimiento de las partículas alfa por Rutherford pronto dio lugar a otro descubrimiento importante. Cuando Rutherford colocó un material muy radiactivo en una caja forrada de plomo y con un orificio muy pequeño, algunas partículas alfa conseguían escapar a través del orificio y formaban una corriente angosta de partículas de muy alta energía. Este aparato se podía entonces apuntar como un rifle hacia un blanco.

Cuando Hans Geiger, el inventor del contador Geiger, le pidió a su colega Rutherford que sugiriese un proyecto de investigación para Earnest Marsden, un estudiante de posgrado de 20 años, Rutherford recomendó investigar el efecto de las partículas alfa sobre hojas metálicas delgadas de diversos grosores. Pocos días después, Geiger fue con Rutherford y le explicó, muy emocionado, lo que habían observado al utilizar una lámina delgada de oro. La mayor parte de las partículas alfa atravesaban la lámina metálica, pero algunas de ellas

Figura 5.8 La comunidad médica reconoció de inmediato la trascendencia de los penetrantes rayos X. Esta imagen fue tomada en febrero de 1896, a menos de dos meses de la publicación de su descubrimiento por Roentgen, por el profesor Michael Pupin de la Universidad de Columbia. Los puntos negros redondos son perdigones de escopeta, identificados para su extracción por cirugía. (Roentgen no quiso patentar su descubrimiento, rehusando así obtener sus beneficios comerciales.)

Tabla 5.1 Tipos de radiactividad

Nombre	Símbolo	Masa (uma)	Carga
Alfa	α	4	2+
Beta	β	$\frac{1}{1837}$	1−
Gamma	γ	0	0

Ernest Rutherford se hizo acreedor al Premio Nobel de Química de 1908 por su trabajo con sustancias radiactivas en la Universidad McGill.

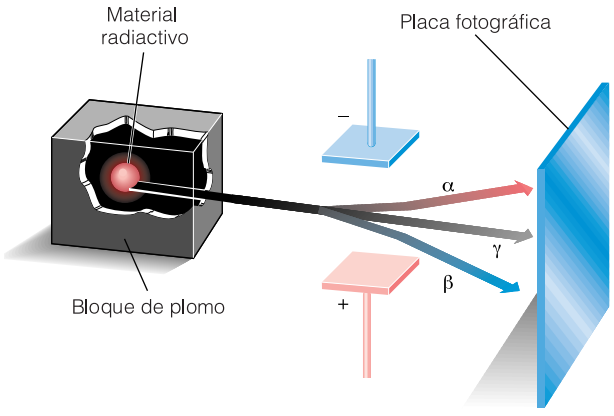


Figura 5.9 Comportamientod e losr ayosr adiactivose nu nc ampo eléctricoo m agnético.

se desviaban abruptamente (Fig. 5.10). Unas pocas partículas alfa incluso se regresaban en sentido contrario. Rutherford pensó que eso era increíble y de momento no pudo ofrecer una explicación. No esperaba que partícula alguna se desviara de forma tan abrupta, y no reconoció de inmediato la trascendencia de estas investigaciones.

Fue hasta 1911, casi dos años después, que Rutherford le dijo a Geiger que ahora sabía cómo era el átomo. Había llegado a la conclusión de que toda la carga positiva, y prácticamente toda la masa del átomo, están concentradas en un núcleo extremadamente pequeño. Ésta era la causa de la abrupta desviación de las partículas alfa (Fig. 5.11). La teoría nuclear del átomo de Rutherford representa un paso trascendental en la comprensión de la estructura del átomo.

Entre otras preguntas sin respuesta estaba la relación de masa y carga. En tanto que la carga 2+ del núcleo de helio es dos veces mayor que la carga 1+ del núcleo de hidrógeno, la masa del núcleo de helio es de cuatro veces la masa del núcleo de hidrógeno. Este aparente "exceso de masa" del helio intrigó a los científicos hasta 1932, cuando el físico británico James Chadwick descubrió el neutrón: una partícula con casi la misma masa que el protón, pero *sin* carga eléctrica. Ahora se podía explicar el exceso de masa del helio: el núcleo de helio contiene 2 protones y 2 neutrones. Más aún, la partícula alfa es idéntica al núcleo de un átomo de helio, por lo que su número de masa es 4 y su carga es 2+.U nap artículaa lfas ep ueder epresentarc omo $^{4}_{2}He^{2+}$.

La búsqueda de información nueva puede ser emocionante, absorbente y muy gratificante, pero es una aventura hacia lo desconocido. Rara vez se obtienen respuestas de acuerdo con un programa preestablecido.

Conexión con el aprendizaje
Si se pudiera agrandar un átomo hasta alcanzar el tamaño del Superdomo de Nueva Orleáns, el núcleo estaría en el centro y su tamaño sería el de una munición. Los electrones serían como pequeñísimos mosquitos dispersos por todo el átomo del tamaño de un estadio.

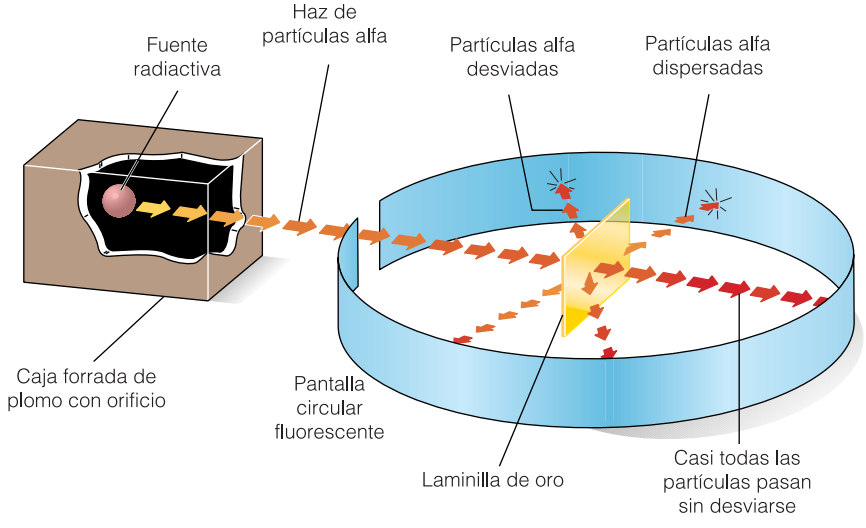


Figura 5.10 Experimentod e lal aminilla deo rod eR utherford.

Antes de analizar otros descubrimientos que pusieron de manifiesto hechos importantes acerca de la disposición de los electrones en los átomos, es necesario conocer los aspectos generales del espectro electromagnético. En la sección que sigue presentaremos estos conceptos fundamentales, que nos permitirán explicar la relación entre los electronese xcitadosy c iertasp ropiedadesq uímicasd el osá tomos.

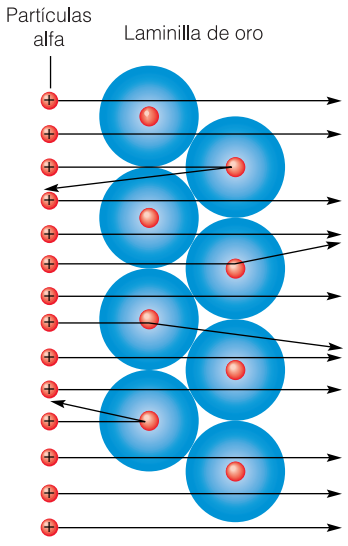


Figura 5.11 Modeloq ue explical osr esultadosd el experimentod eB ohr.

EJEMPLO 5.1 Descubrimientos

Repasal osp ormenoresd ele xperimentod el al aminillad eo rod eR utherford.

(a) Menciona tres *observaciones* relacionadas con el experimento de la laminilla de oro.

(b) Citat res *conclusiones* a las que se llega con base en este experimento.

SOLUCIÓN

(a) Observaciones:

(1) Lam ayorp arted el asp artículasa lfaa travesaronl al aminillad eo ro.

(2) Algunasp artículasa lfas ed esviarona la travesarl al aminilla.

(3) Unasp ocasd el asp artículasa lfar ebotarone ns entidoc ontrario.

(b) Conclusiones:

(1) El átomo es en su mayor parte espacio vacío; esto permitió que casi todas las partículasa lfaa travesaranl al aminilla.

(2) El núcleo debe ocupar una fracción muy pequeña del volumen total, porque sólou nar educidaf racciónd el asp artículaa lfar ebotaronh aciaa trás.

(3) El núcleo debe contener casi toda la masa del átomo para ser capaz de obligar a las partículas alfa a rebotar hacia atrás.

EJERCICIO 5.1

(a) Analiza lar elacióne ntree lt rabajor ealizadop orR utherfordy e ld eM arieC urie.

(b) Analiza la relación entre el trabajo realizado por J. J. Thomson y el de Robert Millikan.

Véansel osp roblemas 5.1 -5.1 8.

5.2 El espectro electromagnético

La luz, como la que emite el Sol o una bombilla incandescente, es una forma de energía radiante. Cuando se hace pasar a través de un prisma la luz blanca de una lámpara incandescente (una bombilla eléctrica ordinaria), la luz se separa en un **espectro continuo** o arcoiris de colores (Figs. 5.12 y 5.13). Se produce el mismo fenómeno cuando la luz solar atraviesa una gota de lluvia. Los diferentes colores de la luz representan cantidades distintas de energía radiante. La luz azul, por ejemplo, contiene más energía que la luz roja de la misma intensidad.

Figura 5.12 El arcoiris es un ejemplod ee spectroc ontinuo.

Además de la luz visible, existen otras formas de energía radiante, como los rayos gamma, la radiación ultravioleta y la radiación infrarroja. Todas estas formas de energía radiante, o **radiación electromagnética**, viajan por el espacio a razón de 3.00×10^8 m/s: la velocidad de la luz. La radiación electromagnética viaja en ondas, muy parecidas a las que se forman en un lago en un día de viento, o cuando se arroja un guijarro en un estanque. Como se muestra en la Fig. 5.14, la distancia entre crestas (o cualesquiera otros puntos equivalentes) de ondas consecutivas se llama **longitud de onda**, y se representa mediante la letra griega λ (lambda). El número de crestas que pasan por un punto determinado en 1 segundo recibe el nombre de **frecuencia**, y se representa con la letra griega ν (nu). La velocidad de una onda se obtiene multiplicando la longitud de onda por la frecuencia. En el caso

Figura 5.13 Un prisma de vidrio dispersa un haz de luz blancae nu ne spectroc ontinuo oa rcoirisd ec olores.

de la radiación electromagnética, la velocidad de la onda es de 3.00×10^8 m/s, que es la velocidad de la luz y se representa con el símbolo c.

$$\lambda\nu = c$$

Ene lc asod el ar adiacióne lectromagnética,

$$\lambda\nu = 3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$$

La frecuencia aumenta conforme la longitud de onda disminuye, y viceversa. El espectro electromagnético en su totalidad (Fig. 5.15) comprende un extenso intervalo, que va desde los rayos gamma de alta energía, con alta frecuencia y longitudes de onda cortas, hasta las ondas de radio de baja energía, con baja frecuencia y longitudes de onda largas.

Luz visible

La luz visible abarca tan sólo una pequeña fracción del espectro electromagnético total. Nuestros ojos perciben longitudes de onda que van desde aproximadamente 400 nm (luz violeta) hasta alrededor de 750 nm (luz roja). Todas las longitudes de onda comprendidas entre este intervalo de valores pertenecen al **espectro visible**. Cada color específico de la luz visible: rojo, naranja, amarillo, verde, azul, índigo y violeta, tiene una longitud de onda y una frecuencia diferentes. La luz roja tiene longitud de onda larga y frecuencia baja; la luz azul tiene longitud de onda corta y frecuencia alta. La mezcla de todas las longitud de onda de la luz visible da por resultado la luz blanca.

Conexión con el mundo real

Peligros de la luz UV: No se debe mirar directamente una fuente de luz UV porque los rayos de alta energía pueden dañar gravemente los ojos. El vidrio absorbe la mayor parte de los rayos UV, por lo que el vidrio de una ventana ofrece cierta protección contra estos rayos.

Conexión con el mundo real

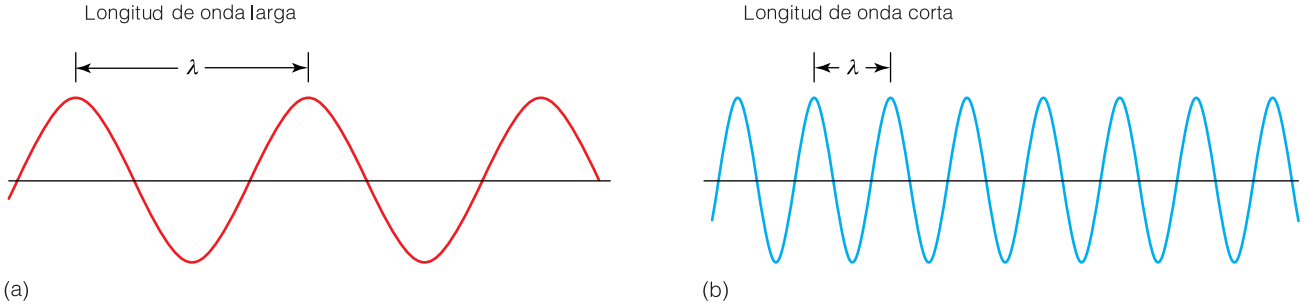
Se están perfeccionando artefactos que emiten rayos UV-C para matar bacterias transportadas por el aire, así como los virus de la gripe y del resfriado común.

Radiación ultravioleta: "luz negra"

La Fig. 5.15 muestra que la **radiación ultravioleta** (UV) tiene longitudes de onda más cortas que las de la luz visible. Las longitudes de onda UV más largas, las más próximas a la luz visible, se conocen como "UV cercano". Las longitudes de onda UV más cortas reciben el nombre de "UV lejano". Además se emplean tres categorías, UV-A, UV-B y UV-C, para identificar longitudes de onda de UV largas, medianas y cortas, respectivamente. Nuestra atmósfera elimina por filtración las longitudes de onda UV-C. (Lee el recuadro de *"La química en nuestro mundo"* que describe los filtros y bloqueadores solares.)

Lo que se conoce como "luz negra" es en realidad UV (principalmente UV cercano). Cuando la radiación UV incide en ciertas rocas o ciertos tipos de pintura, los objetos presentan **fluorescencia**; parecen despedir luz propia al ser bombardeados por los rayos UV. Esto sucede cuando los electrones de los átomos de un material absorben rayos UV y luego despiden esta energía emitiendo luz visible de menor energía. La luz emitidah aceq uee lm aterialp arezcar esplandecer.

Figura 5.14 A medida que la longitud de onda (λ) de una onda disminuye, la frecuencia (n)a umenta.
Laso ndase lectromagnéticasd eb ajaf recuencia(a)t ienenl ongitudd eo ndal arga.
Laso ndase lectromagnéticasd ea ltaf recuencia(b)t ienenl ongitudd eo ndac orta.



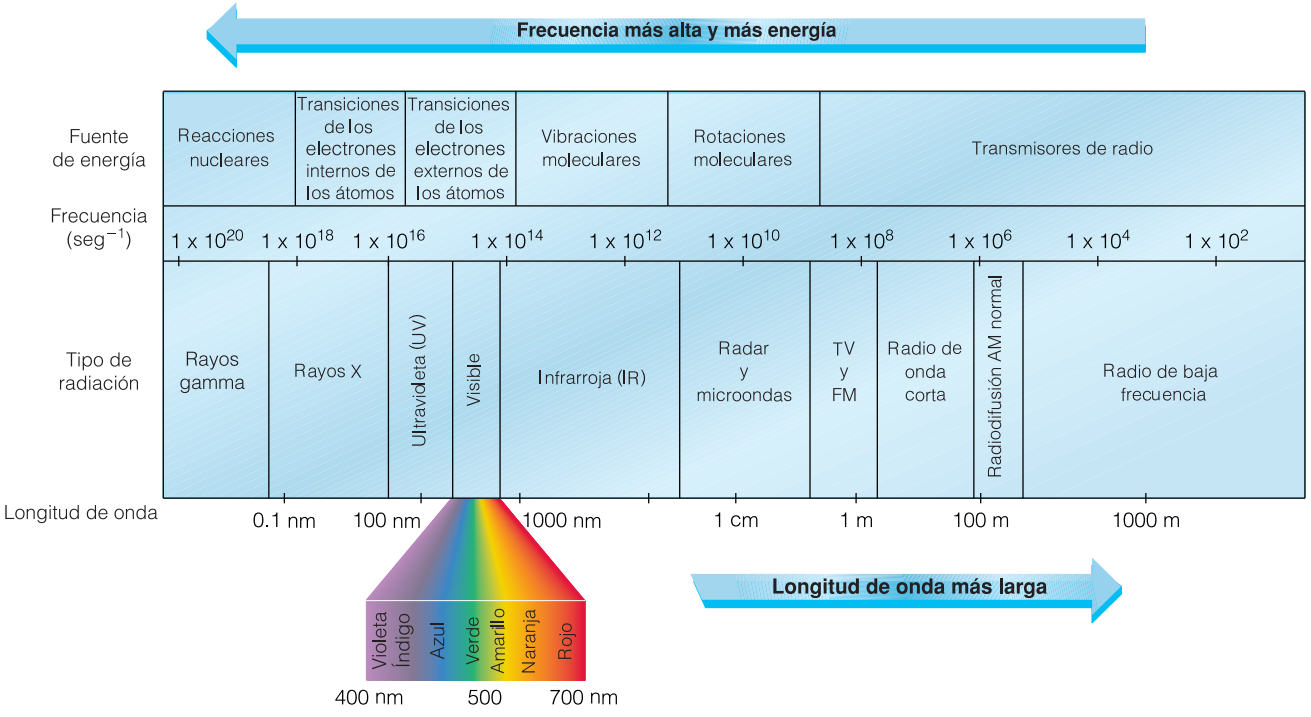


Figura 5.15 Ele spectroe lectromagnético.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Nuestra capa atmosférica de ozono y la radiación UV

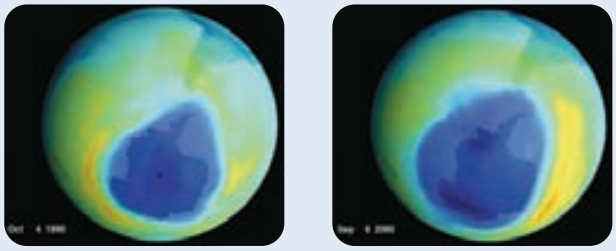
En la capa externa de nuestra atmósfera, un "manto" de ozono, O_3, filtra gran parte de la radiación ultravioleta que, de lo contrario, incidiría en la superficie terrestre. Cuando la radiación ultravioleta de alta energía proveniente del espacio exterior incide en el ozono, estas moléculas se descomponen y forman moléculas de oxígeno ordinarias, O_2, y átomos de oxígeno individuales.

$$O_3 \rightarrow O_2 + O$$

Si hubiera una mayor incidencia de radiación ultravioleta en la superficie terrestre se provocaría un aumento en la incidencia de cáncer de la piel, y quizá trastornaría el delicado equilibrio de las cadenas alimenticias marinas.

A los científicos les preocupa que diversos compuestos gaseosos llamados Freones (clorofluorocarbonos), que se emplean en acondicionadores de aire, refrigeradores y aerosoles, pudiesen estar induciendo la descomposición de esta capa de ozono, especialmente sobre los polos Norte y Sur.

El Premio Nobel de Química de 1995 fue compartido por tres químicos estadounidenses y alemanes, reconocidos por sus investigaciones sobre el agotamiento del ozono. En 1996, Estados Unidos y 22 países más firmaron el Protocolo de Montreal, por el que acordaban limitar el uso de los refrigerantes que agotan el ozono. Se han descubierto otros refrigerantes que no contribuyen a estos problemas ambientales.



En esta fotografía de la NASA, tomada desde un Espectrómetro Cartografiador del Ozono Total (TOMS, por sus siglas en inglés) montado en un satélite, se muestran los niveles menguantes de ozono en la parte alta de la atmósfera sobre el Polo Norte. Los niveles de ozono, del más alto al más bajo, se indican mediante variaciones de color, del rojo al verde y finalmente al azul.

Radiación infrarroja

Lo que habitualmente consideramos como energía radiante es en realidad **radiación infrarroja** (IR). Los rayos infrarrojos tienen una longitud de onda demasiado larga para ser visibles al ojo humano, pero poseen las frecuencias idóneas para interactuar con las moléculasy p roducirv ibracionesm oleculares.

Conexión con el mundo real
El control remoto de un televisor o una videograbadora utiliza un haz de radiación infrarroja.

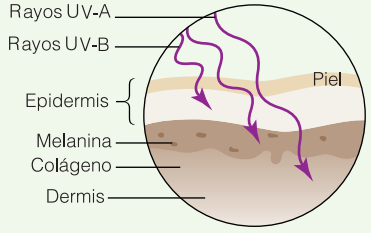
LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Filtros solares y bloqueadores solares

Dejarse bañar por los rayos ultravioleta (UV) invisibles del Sol puede broncear, pero estos rayos también producen quemaduras de sol, cáncer cutáneo, cataratas, envejecimiento a largo plazo y piel arrugada. La magnitud de la exposición a la luz solar y de los daños depende de la hora del día, el tiempo total bajo el sol, la cubierta de nubes, la estación, la altitud, la cercanía al ecuador, el tipo de ropa, el tipo de filtro solar, si uno está sobre arena, nieve, agua, etcétera.

La región ultravioleta del espectro electromagnético se divide en tres categorías secundarias, A, B y C, comenzando por los rayos UV-A, que son los que siguen en mayor energía a la luz visible. Estos rayos tienen frecuencias y energía menores que los rayos UV-B y UV-C.

- Hace tiempo se pensaba que los rayos UV-A eran inofensivos, pero los investigadores han descubierto que estos rayos, de longitud de onda más larga que los otros rayos UV, penetran profundamente en la piel y destruyen el colágeno. También contribuyen al envejecimiento prematuro y a la formación de arrugas en la piel. La exposición a largo plazo se ha vinculado con el cáncer cutáneo.



- Los rayos UV-B, de la parte media del espectro UV, son más intensos en el verano. Son la causa más común de cáncer cutáneo y se sabe que contribuyen al envejecimientop rematuroy a l af ormaciónd ec ataratas.
- Los rayos UV-C tienen las frecuencias más altas de UV y deberían ser los más peligrosos, pero la capa atmosférica de ozono los filtra.

Todos los filtros y bloqueadores solares contienen sustancias químicas que absorben o impiden el paso de los rayos UV. El *factor de protección solar* (SPF, por sus siglas en inglés) es el número que indica cuánto tiempo puede una persona permanecer bajo los rayos solares sin sufrir quemaduras de sol. Por ejemplo, si tu piel se comienza a quemar al cabo de 20 minutos sin protección, podrás permanecer 15 veces más tiempo bajo el sol si usas un filtro solar con un SPF de 15.

Las sustancias químicas que se emplean en los filtros solares absorben principalmente los rayos UV-B. Para bloquear los rayos UV-A, se agregan pigmentos como el dióxido de titanio y un producto relativamente nuevo, la azobenzona. Los expertos recomiendan usar productos de protección solar de amplio espectro que contengan varios ingredientes activos, porque ninguna sustancia química, por sí sola, protege contra el espectro completo de luz UV. También recomiendan usar un filtro solar resistente o a prueba de agua. Un filtro solar resistente al agua es aquél que conserva su SPF durante 40 minutos de natación. Un filtro solar a prueba de agua mantiene una protección equivalented urantee ld obled et iempo.

Las nubes eliminan sólo alrededor del 20% de los rayos UV. Debido a que la luz UV desempeña un papel en la formación de cataratas y en el daño a la retina, los expertos afirman que los lentes para el sol con filtro de UV son tan importantes como un filtro solar adecuado. El Servicio Meteorológico Nacional y el Organismo de Protección Ambiental de Estados Unidos crearon un Índice de UV con base en una combinación de datos meteorológicos, a fin de informar al público acerca del riesgo esperado y el grado de precaución que debe observarse. Los valores del Índice de UV fluctúan del 0 al 10: de 0 a 4 indica poco riesgo; de 5 a 6, riesgo moderado; y de 7 a 10, riesgo alto.

Una camiseta de algodón filtra aproximadamente el 80% de los rayos UV. Un fabricante de tintes para telas ha perfeccionado un producto que se agrega al ciclo de lavado en las lavadoras para que la tela impida el paso a alrededor del 96% de los rayos UV.

Conexión con el mundo real
Radar para hacer cumplir la ley: El cañón de radar mide el tiempo transcurrido mientras una señal rebota en un objeto y regresa a la fuente. Este valor permite medir la distancia hasta un objeto o la velocidad del objeto.

Microondas y radar

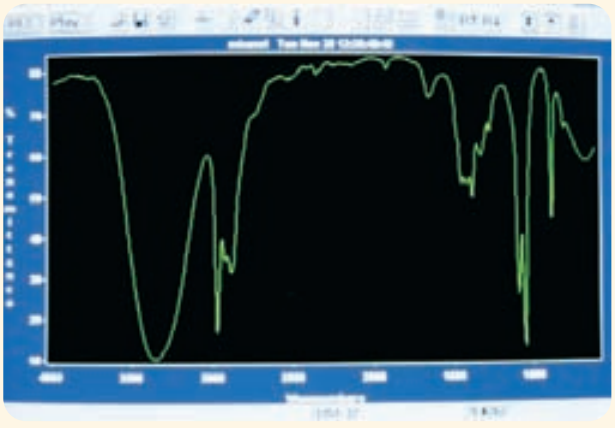
Las longitudes de onda de las **microondas** y del **radar** son similares (de aproximadamente 1 cm) y más largas que las longitudes de onda IR. Las microondas tienen la energía idónea para obligar a las moléculas a *girar*. Esta propiedad hace posible que un horno de microondas caliente una salchicha rápidamente. Conforme las microondas pasan a través de la salchicha, la energía de aquéllas hace girar las moléculas de agua del

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Espectrofotómetros de infrarrojo (IR)

Los químicos utilizan las frecuencias infrarrojas para identificar fármacos y otras sustancias químicas. Unos instrumentos electrónicos llamados espectrofotómetros de infrarrojo proporcionan un espectro en el IR característico de cada compuesto molecular. La sustancia por analizar se bombardea con diferentes frecuencias IR y se registran las interacciones. El espectro en el IR de un compuesto es único y permite identificarlo, de forma semejante a la identificación de una persona por sus huellas dactilares. Por ejemplo, las moléculas de alcohol etílico, colesterol y diversos fármacos tienen diferentes espectros en el IR. Toda sustancia, ya sea héroe o villano, tiene su espectro delator.

(a)



(b)

Cada sustancia química tiene un espectro en el infrarrojo único. El espectro en el IR que se muestra en la pantalla de computadora (a) y en la ampliación (b) corresponde a una muestra de etanol, esto es, alcohol etílico.

centro y también las de la superficie de la salchicha. El calor que las moléculas producen alg irarc alientar ápidamentet odal as alchicha,o l oq ues eq uierec alentar.

Como ya se ha señalado, las frecuencias de luz visible constituyen tan sólo una pequeña parte del espectro electromagnético total. En la sección que sigue estudiaremos las importantes relaciones entre la frecuencia de la luz y la energía de los electrones.

Conexión con el mundo real
Los transmisores de microondas hacen posible enviar simultáneamente miles de conversaciones telefónicas a grandes distancias sin usar cables.

EJEMPLO 5.2 Radiación electromagnética

Consultae le spectroe lectromagnéticop arar esponderl os iguiente.

(a) ¿Qué color de la luz visible tiene la frecuencia más alta?

(b) ¿Qué color de la luz visible tiene la longitud de onda más larga?

(c) Dispón las radiaciones siguientes en orden de frecuencia decreciente: IR, UV, luz visible.

SOLUCIÓN

(a) violeta **(b)** rojo **(c)** UV > luz visible > IR

EJERCICIO 5.2

(a) ¿Cuáles formas de radiación electromagnética hacen vibrar las moléculas? ¿Cuáles las hacen girar? (Véase la Fig. 5.15)

(b) ¿Qué forma de luz ultravioleta, UV-A, UV-B o UV-C, es la más intensa en el veranoy p roducem ásq uemadurasd es ol?(Leae lr ecuadros obref iltross olares.)

Véanse los problemas 5.19-5.32.

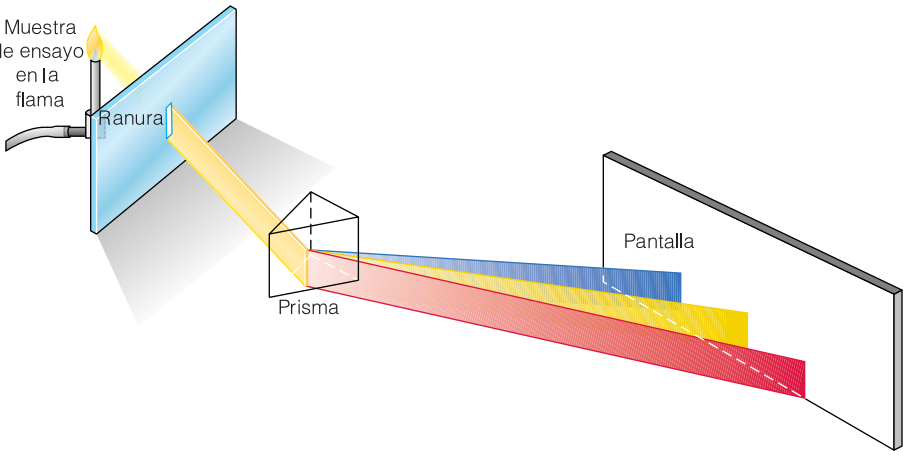


Figura 5.16 Espectrod el íneas.

5.3 Electrones excitados y espectros

Si la luz de una flama en la que se calienta una sustancia química determinada se hace pasar a través de un prisma, sólo se observarán líneas coloridas angostas (Fig. 5.16) en vez del espectro continuo que se observa cuando se hace pasar luz blanca a través de un prisma. Cada línea corresponde a luz de energía y frecuencia definidas. El patrón específico de líneas coloridas y frecuencias emitidas por cada elemento, su **espectro de líneas**, es una propiedad característica del elemento. El espectro de líneas permite identificar el elemento (Fig. 5.17), y se utiliza un instrumento llamado **espectroscopio** para observar este espectro. Dos científicos alemanes, Robert Bunsen y Gustav Kirchoff, informaron en 1859 que cada elemento tiene un espectro característico. En 1885, J. J. Balmer consiguió calcular las longitudes de onda de las líneas del espectro visible del hidrógeno.

Por medio de un espectroscopio, Bunsen y Kirchoff descubrieron los elementos cesio y rubidio, presentes en muestras de agua mineral y en depósitos de minerales.

Los científicos han utilizado los espectros de líneas para establecer la constitución química de las estrellas y también de la atmósfera de los planetas. Hasta hace poco tiempo, todo lo que se sabía acerca de los cuerpos celestes tuvo que deducirse del examen de esta luz. Durante el eclipse solar de 1868, el astrónomo francés Pierre Janssen identificó una línea nueva en el espectro solar. Esta línea se debía a la presencia del elemento helio, que aún no había sido descubierto en la Tierra.

El nombre helio proviene de la palabra griega helios, el Sol.

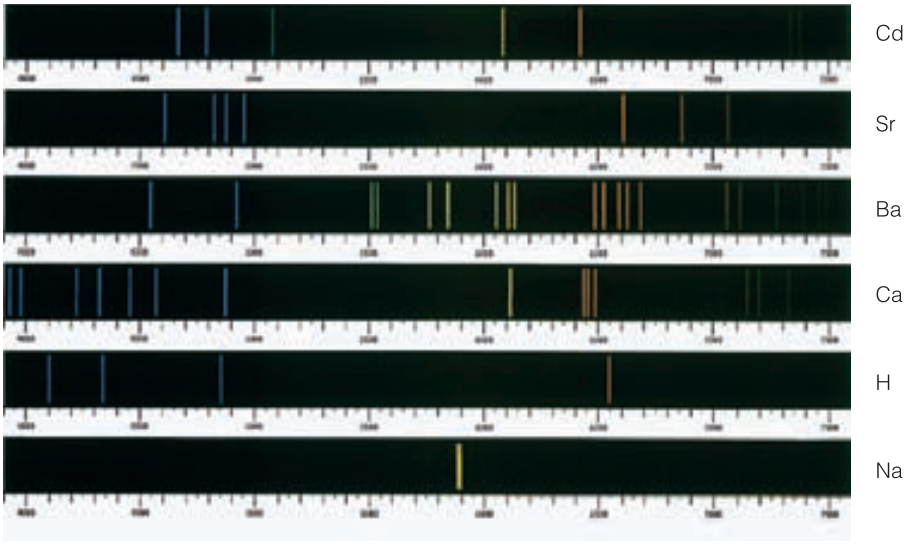


Figura 5.17 Espectrod e líneasc aracterísticod ea lgunos elementos;d ea rribah aciaa bajo: cadmio,e stroncio,b ario,c alcio, hidrógenoys odio.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Fuegos artificiales y colores de flama

Cuando ciertas sustancias químicas se calientan en una flama, se observan coloraciones características. Los colores específicos están determinados por el elemento metálico en particular que esté presente en el compuesto. Los fuegos artificiales de brillantes colores rojo, oro y verde emiten frecuencias que son características del metal presente. Aquí se incluyen los colores a laf lamar epresentativos.

Tipo de compuesto	Color de la flama
Litio	Rojob rillante
Sodio	Amarillod orado
Potasio	Azull avanda
Calcio	Rojoa naranjado
Estroncio	Rojo
Bario	Verdea marillento
Cobre	Azuly v erde

Los brillantes colores rojo, azul y amarillo de los fuegos artificiales se producen mediante compuestos de estroncio, cobre y sodio, respectivamente.

Es probable que hayas observado la flama amarilla que se produce cuando se rocía sal común (cloruro de sodio) sobre la flama de un asador. Cuando se mira esta flama amarilla a través de un espectroscopio, sólo aparece una línea amarilla. Si se examina la luz amarillenta de una lámpara de vapor de sodio del alumbrado público a través de un espectroscopio, se observa la misma línea, pues el sodio está presente en ambos casos. El color amarillo de la flama (incluso sin ayuda de un espectroscopio) permite identificar la presencia de sodio en una muestra. Cuando miramos una deslumbrante exhibición de fuegos artificiales, los vivos colores proporcionan indicios reveladores acerca de los elementos que están presentes.

En el año 1900, el físico alemán Max Planck, quien se hizo acreedor al premio Nobel por su trabajo, propuso una explicación, conocida como **teoría cuántica**, de las frecuencias de la luz que emitían los sólidos muy calientes. En 1905 Albert Einstein amplió esta teoría para incluir todas las formas de luz. Según esta teoría cuántica, la luz se emite de modo discontinuo, en paquetes discretos o definidos llamados **cuantos** o **fotones**, no como una onda continua. La frecuencia de la luz, ν, aumenta en proporción al incremento de la energía, E, donde h, la constante de Planck, es 6.63×10^{-34} joule-segundos(J-s).

$$E = h\nu$$

Como todo lo que está en movimiento, los electrones tienen energía cinética pero también poseen energía potencial. En este sentido, los electrones son rocas en un acantilado. Cuando las rocas caen, pierden energía potencial. Si los electrones caen hacia el núcleo, también ceden energía. Si esta energía corresponde a la frecuencia de la luz amarilla, por ejemplo, entonces éste es el color que se observa. En otras palabras: cuando los electrones excitados de los átomos caen de un estado de alta energía a un estado de baja energía, se emite luz de una frecuencia o color específico.

EJEMPLO 5.3 Espectros

Cita ejemplos de fuentes que producen (a) un espectro continuo y (b) un espectro de líneas.

Véansel os problemas 5.33-5.40.

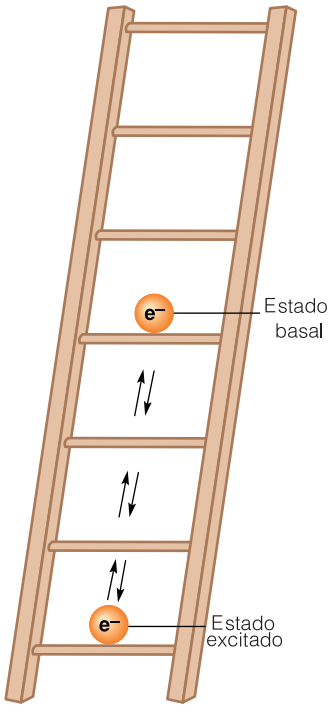
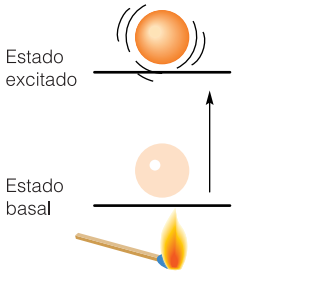
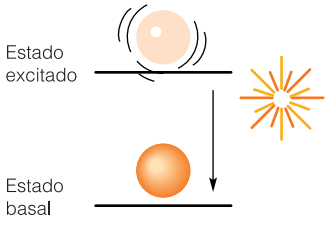


Figura 5.18 Lose lectronesp ueden estars óloe nn ivelesd ee nergía específicos,n oe ntrel osn iveles.

Figura 5.19 Procesos de absorción (a) y emisión (b) de energía por los electrones en el interior de un átomo.



(a) Absorción de energía por un electrón dentro de un átomo



(b) Emisión de energía por un electrón dentro de un átomo

SOLUCIÓN

(a) Espectro continuo: el Sol y el brillante flash electrónico de una cámara fotográfica.

(b) Espectro de líneas: un compuesto que contenga cualquiera de los metales citados ene lr ecuadrod e“ Fuegosa rtificialesy c oloresd ef lama”.

EJERCICIO 5.3

(a) ¿Qué es un fotón?

(b) ¿Cuál es la relación entre la frecuencia de la luz y su energía?

5.4 Los electrones en los átomos

¿Qué relación hay entre esta información acerca de los electrones excitados y los espectros, y la estructura electrónica de los átomos? La primera respuesta satisfactoria fue aportada en 1913 por el físico danés Niels Bohr, quien, mediante la inclusión del trabajo de Planck y Einstein, formuló una ecuación que le permitía calcular las frecuencias de las líneas del espectro del hidrógeno. Bohr hizo la revolucionaria sugerencia de que los electrones de los átomos existen en **niveles de energía** específicos. Los electrones no pueden tener cualquier cantidad de energía, sino que deben tener ciertos valores específicos. Esto es como decir que puedes apoyarte en peldaños específicos de una escalera, pero no en el espacio entre ellos (Fig. 5.18). Puedes subir un número determinado de peldaños hasta un nivel más alto, o bajar de regreso a un “estado basal”. Al pasar de un peldaño a otro, la energía potencial (la energía debida a la posición) cambia en cantidades definidas, o cuantos. Otra analogía es la siguiente: un pianista puede tocar notas con ciertos tonos, como mi o fa, pero no notas intermedias entre los tonos. En cambio, un violinista puede tocar tonos situados entre dos notas alterando la posición de sus dedos en las cuerdas.

En el caso de un electrón, su energía total (potencial y cinética) cambia al pasar de un nivel de energía a otro dentro de un átomo. La absorción de un fotón o cuanto de energía (un paquete de energía extremadamente pequeño con una cantidad definida de energía) eleva el electrón a un nivel de energía más alto: un **estado excitado**. Cuando el electrón cae luego a niveles de energía más bajos, se desprende energía en cuantos específicos (Fig. 5.19). La energía liberada tiene frecuencias específicas y se manifiesta como

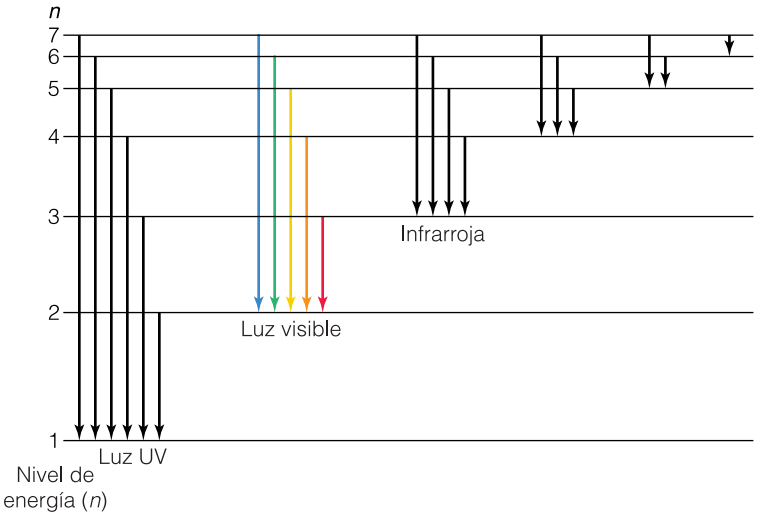
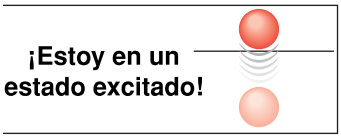


Figura 5.20 Transicionesp osiblesd el ose lectronese ntren ivelesd ee nergíad el osá tomosp ara producir las líneas que se observan en los espectros. No todas las líneas están en la región visible dele spectro.L ast ransicionese lectrónicasd en ivelesm ása ltosa $n = 1$p roducenl uzu ltravioleta; last ransicionesa $n = 2$, luz visible; y las transiciones a $n = 3$,r adiacióni nfrarroja.

un espectro de líneas, no como un espectro continuo (Fig. 5.20). Existen cuatro métodos para llevar electrones de átomos a estados de energía más altos: calor, luz, bombardeo con electrones y reacciones químicas.

De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, los electrones se mueven en órbitas en torno al núcleo, de manera semejante al movimiento de los planetas en órbitas alrededor del Sol (Fig. 5.21). Los diferentes niveles de energía se pueden representar como órbitas distintas. En un átomo de hidrógeno, el átomo más simple, un electrón está habitualmente en el primer nivel de energía (el nivel más bajo y más próximo al núcleo). Los átomos que tienen todos sus electrones en sus estados de energía más bajos se encuentran en lo que se conoce como su **estado basal**. Cuando la energía, en forma de calor o luz, por ejemplo, hace que los electrones salten a niveles de energía más altos, se dice que el átomo está en un estado excitado. Se libera energía cuando estos electrones excitados regresan a su estado basal. Si la energía liberada tiene longitudes de onda entre 400 y 700 nm, se observa luz visible. Los

Letreros divertidos



LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

¿De qué están hechas las partículas subatómicas? ¿Quién lo explica: la física o la química?

Al explicar la estructura del átomo, partimos de que éste es la unidad más pequeña de la materia y está compuesto por protones, neutrones y electrones. Ahora bien, gracias al bombardeo del átomo con radiación de alta energía se ha evidenciado la existencia de muchas partículas subatómicas.

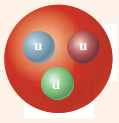
Las investigaciones hechas en el siglo pasado llevaron a establecer el modelo estándar de partículas fundamentales, el cual fue estudiado por la cromodinámica cuántica (QCD), una parte muy importante del modelo estándar de la física de las partículas. En éste se coloca a todos los constituyentes de la materia en una o dos categorías: quarks y leptones. Existen seis tipos de quarks y se les asignaron nombres arbitrarios: *up* (hasta), *down* (abajo), *charm* (encanto), *strange* (extraño), *top* (arriba) y *bottom* (fondo).

Los quarks se unen por la fuerza nuclear para formar los hadrones, que constituyen una partícula subatómica más grande.

Los hadrones más comunes son los protones y los neutrones. El protón está compuesto por dos quarks *up* y un quark *down*, los cuales dan una carga total de +1. La carga del quark *up* es de 2/3 y la del quark down es de −1/3, por lo que:

$$+\frac{2}{3}+\frac{2}{3}-\frac{1}{3}=+\frac{3}{3}=+1$$

Protón

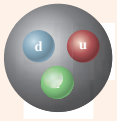


con lo cual obtenemos la carga total del protón: +1.

En tanto, el neutrón está compuesto de un quark *up* y dos quarks *down* para una carga total de cero, es decir:

$$+\frac{2}{3}-\frac{1}{3}-\frac{1}{3}=0$$

Neutrón



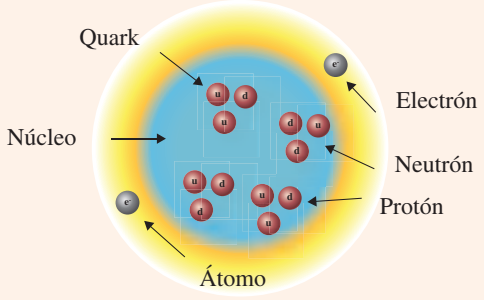
La fuerza nuclear que une a los quarks en un hadrón puede extenderse a los hadrones vecinos; esto explica por qué los protones y los neutrones se mantienen unidos en el núcleo atómico.

Los quarks *charm, strang, top,* y *bottom* son menos comunes. Éstos se combinan para formar una amplia clase de hadrones exóticos, la mayoría de los cuales tiene corta vida y son creados usando aceleradores de partículas de alta energía.

La masa de los quarks como un hadrón corresponde a una pequeña fracción de la masa real de éste. De manera extraña, los mismos tres quarks se combinan para formar un neutrón con una masa de 0.940 *1 GeV/c^2. Recuerda que el átomo en su mayor parte es espacio vacío; ahora sabemos que el núcleo por sí mismo también es espacio vacío, pero permeado por campos de fuerza extremadamente fuertes.

Hay seis tipos de leptones y todos tienen un punto en común: son partículas sin estructura interna. Sólo tres de ellos poseen una carga y masa apreciables: el electrón (el más conocido), el *moun* y el *tau*. El electrón tiene una carga de −1 y una diminuta masa de aproximadamente un sexto de la masa de un quark *up*. Los leptones *muon* y *tau* también tienen carga de −1, pero una masa mucho mayor: la masa del *muon* es alrededor de 207 veces mayor que la del electrón, y el *tau* es 3 480 veces más pesado que el electrón.

Los otros tres leptones son los neutrinos, los cuales no tienen carga y prácticamente carecen de masa. Son los llamados electrón neutrino, el *muon* neutrino y el *tau* neutrino. Todos son estables y muy abundantes, pero como son neutros y sin masa, la mayoría pasa a través de la Tierra sin interaccionar nunca con ningún átomo. Los neutrinos fueron producidos en gran abundancia en las primeras etapas del universo y continúan moviéndose en zigzag sin obstáculos; de hecho, más de un billón de estas partículas subatómicas pasa a través de cada persona cada segundo.



*1 GeV/c^2 corresponde aproximadamente a 1.78×10^{-24} g, o $1.60 \cdot 10^{-10}$ joules

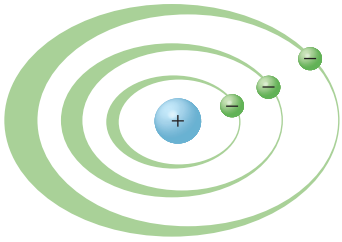
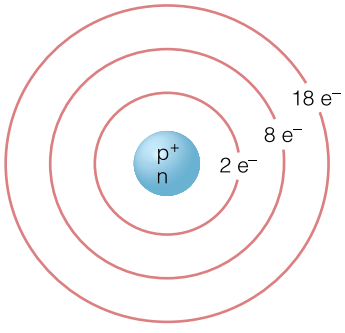


Figura 5.21 Bohr visualizó el átomo como electrones semejantes a planetas que se mueven en círculos alrededor de un sol nuclear.

En realidad, Bohr empleó el término "capas", rotuladas como K, L, M, N, ..., pero hoy en día nos referimos a "niveles de energía" numerados (1, 2, 3, 4, ...).

Figura 5.22 El diagrama de Bohr del átomo de un elemento representa números específicos de electrones en niveles de energía definidos.



brillantes colores de los anuncios de neón se observan cuando los electrones, empujados a un estado excitado por la energía eléctrica, regresan a su estado basal.

Ionización

Si un átomo recibe la energía suficiente, se le puede arrancar uno o más de sus electrones. Este fenómeno se conoce como **ionización**. La **energía de ionización** se define como *la energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso en su estado basal*. Cuando un átomo pierde un electrón, la partícula con carga que queda recibe el nombre de **ion**. Se forman iones con cargas de 1+, 2+ o 3+ cuando un átomo pierde 1, 2 o 3 electrones. Se forman iones con cargas de 1−, 2− o 3− cuando un átomo gana 1, 2 o 3 electrones. La formación de iones es indispensable en muchas reacciones químicas.

Átomos de Bohr y electrones de valencia

Bohr pudo deducir que cada nivel de energía de un átomo sólo podía contener cierto número de electrones (Fig. 5.22). Enunciaremos de forma muy sencilla los descubrimientos de Bohr. El número máximo de electrones (población) que pueden estar en un cierto nivel de energía está dado por la fórmula $2n^2$, donde n es igual al número del nivel de energía que se está llenando.

- En el primern iveld ee nergía, (n = 1), la población máxima es $2(1)^2$, esto es, 2.
- En el segundon iveld ee nergía, (n = 2), la población máxima es $2(2)^2$, esto es, 8.
- En el tercer nivel de energía, el número máximo de electrones es $2(3)^2$, esto es, 18.

Imagina que se construyen átomos agregando sucesivamente un electrón al nivel de energía apropiado cada vez que se agrega un protón al núcleo, teniendo en mente que los electrones se ubican en el nivel de energía más bajo disponible. En el caso del hidrógeno, con un núcleo de un solo protón, su electrón entra en el primer nivel de energía.

ROSTROS DE LA QUÍMICA

Niels Bohr

Al danés Niels Bohr (1885-1962) se le conoce por su trabajo sobre el átomo de hidrógeno y por su modelo planetario de los electrones en los átomos. Bohr propuso la teoría de que en los átomos, los electrones poseen valores de energía específicos, que existen en niveles de energía específicos, a los que llamó capas, y que los electrones absorben o emiten cantidades discretas de energía durante sus transiciones entre estados energéticos permisibles específicos.

En 1913 Bohr formuló una ecuación matemática con la cual calculó la cantidad de energía y la longitud de onda de la luz que se emite o absorbe cuando el electrón de un átomo de hidrógeno salta de un nivel a otro. Los valores de energía calculados por Bohr para el hidrógeno coincidieron con los valores obtenidos experimentalmente, pero cuando la ecuación se aplicó a otros átomos, no funcionó en absoluto. El modelo de Bohr era incorrecto; sin embargo, preparó el camino para otras teorías, en especial el más complejo modelo mecánico cuántico del átomo que se utiliza hoy en día.

En 1922 Niels Bohr, a la edad de 37 años, se hizo acreedor al Premio Nobel de Física por su trabajo con la estructura atómica y los espectros. Cuando Bohr se fue a vivir a Estados Unidos en 1939, trajo consigo la nueva de la enorme cantidad de energía que podía liberarse durante la fisión nuclear del uranio.

Dos estampillas de Dinamarca tienen la imagen de Niels Bohr, a quien se otorgó el Premio Nobel de Física de 1922 por su trabajo con la estructura atómica y los espectros.

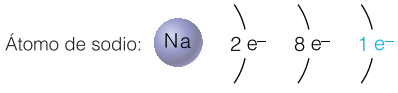
Advierte la ubicación en la tabla periódica de cada uno de los elementos que aquí se describen.

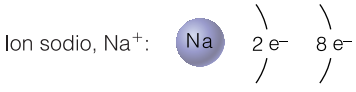
En el caso del helio, He, que es el segundo elemento de la tabla periódica y tiene un núcleo con dos protones (y dos neutrones), dos electrones entran en el primer nivel de energía. Debido a que el primer nivel de energía sólo puede contener dos electrones, ese nivel de energía está lleno en el átomo de helio.

El litio, Li, tiene tres electrones. Dos de ellos están en el primer nivel de energía, pero el tercero se encuentra en el segundo nivel. Los electrones del nivel de energía más externo se conocen como **electrones de valencia**. El litio tiene un electrón de valencia: el único electrón del segundo nivel de energía. Este proceso de adición de electrones continúa hasta que el segundo nivel de energía se llena con ocho electrones, con lo cual se tiene la misma estructura electrónica del átomo de neón, Ne, que tiene dos de sus diez electrones en su primer nivel de energía y los ocho restantes en su segundo nivel. El carbono, por ejemplo, tiene seis electrones en total; los cuatro electrones de su segundo nivel de energía son electrones de valencia. De modo análogo, el nitrógeno tiene cinco electrones de valencia, el oxígeno, seis electrones de valencia, y el flúor, siete electrones de valencia.

El átomo de sodio, Na, tiene 11 electrones. De éstos, dos están en el primer nivel de energía, otros ocho llenan el segundo nivel, y el electrón restante está en el tercer nivel dee nergía.P odemose mplearu nd iagramad eB ohrp arai ndicar estad isposición.

El círculo con el símbolo indica el núcleo de sodio. Los arcos representan los niveles de energía: el que está más próximo al núcleo representa el primer nivel de energía, el siguiente representa el segundo nivel, y así sucesivamente. Un átomo de sodio tiene un electrón de valencia. Si se extrae este electrón más externo, se forma un ion sodio conc argap ositiva(Na^+).





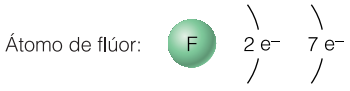
Como se muestra en los diagramas de Bohr de la figura 5.23, se podría continuar agregando electrones al tercer nivel de energía hasta llegar al argón, Ar, que tiene 18 electrones.

La posición de un elemento en la tabla periódica permite establecer el número de niveles de energía y el número de electrones de valencia de un átomo. Con base en esta información podemos construir diagramas de Bohr de muchos elementos para mostrar la distribución de los electrones en el interior de los átomos. Practica dibujando diagramas de Bohr para mostrar la organización de los electrones de los primeros 18 elementos. El número de electrones de valencia está muy relacionado con la química de cada elemento.

EJEMPLO 5.4 Diagramas de Bohr

Dibuja un diagrama de Bohr de un átomo de flúor y de un ion fluoruro, F^-.

SOLUCIÓN El número atómico del flúor es 9; por tanto, un átomo de flúor tiene nueve electrones. Dos de ellos corresponden al primer nivel de energía; los siete restantes ocupan el segundo nivel de energía.



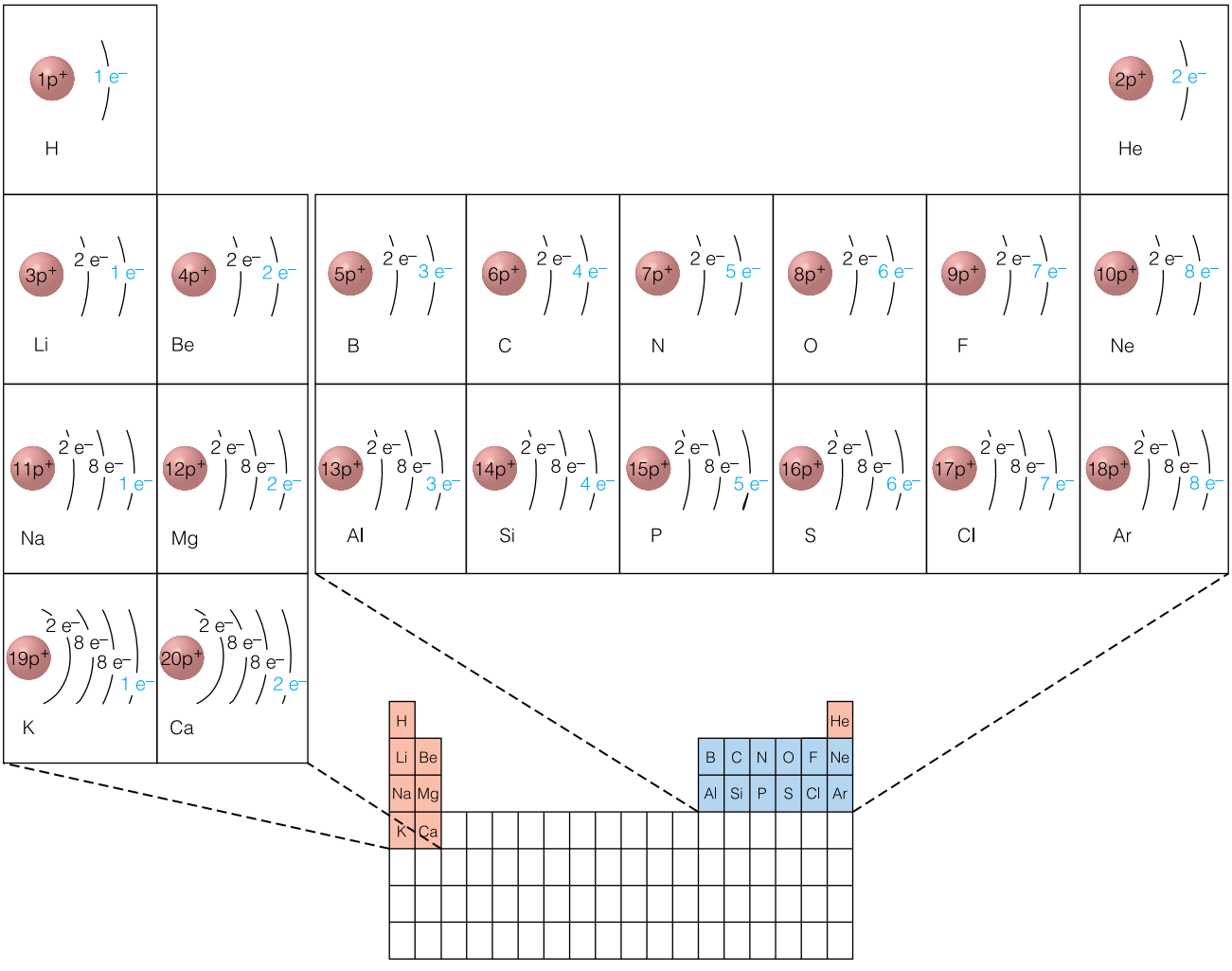


Figura 5.23 Diagramas de Bohr de los primeros 20 elementos.

El ion fluoruro, F^-, se forma cuando un átomo de flúor gana un electrón.

Véanse los problemas 5.41-5.58.

EJERCICIO 5.4

(a) Dibuja diagramas de Bohr de un átomo de fósforo y de un ion fosfuro, P^{3-}.

(b) ¿Cuántos electrones de valencia hay en un átomo de fósforo? Explica qué le sucede al átomo de fósforo cuando se forma un ion P^{3-}.

5.5 Modelo mecánico cuántico del átomo

El modelo atómico de Bohr estableció con claridad el concepto de niveles de energía definidos en el interior de los átomos, pero este modelo no era suficientemente bueno. Ciertas preguntas permanecían sin respuesta. Por ejemplo, la ecuación de Bohr servía para predecir los valores de frecuencia de las líneas del espectro del hidrógeno, pero no

conseguía predecir correctamente las líneas espectrales de átomos más complejos. No pasó mucho tiempo sin que el modelo de Bohr fuera sustituido por modelos más refinados. En esto hay un toma y daca. Para presentar un modelo más exacto del átomo, se necesitan interpretaciones matemáticas más complicadas, y se sacrifica parte de la sencillez del modelo de Bohr. Afortunadamente, sin embargo, podemos utilizar los resultados de estos cálculos sin necesidad de llevarlos a cabo en un texto de carácter introductorio.

La propuesta de De Broglie

El francés Louis de Broglie, un estudiante de posgrado en física, escribió en 1924 una tesis doctoral en la que presentaba la idea de que, si las ondas luminosas manifiestan ciertas características de partículas, entonces quizá las partículas de materia podrían mostrar características de ondas. En otras palabras, de Broglie afirmaba que un haz de electrones debería mostrar características ondulatorias y comportarse como un haz de luz.

En esa época no había indicios experimentales que apoyaran la idea de De Broglie de que las partículas de materia tienen características de ondas, pero en 1927 dos estadounidenses (Clinton Davisson y Lester Germer) de los Bell Telephone Laboratories, en Nueva York, y George Thomson (hijo de J. J. Thomson), en Inglaterra, informaron de forma independiente que un haz de electrones se desvía al atravesar un cristal. A partir de entonces la naturaleza ondulatoria de la materia se ha comprobado en numerosas ocasiones;D eB rogliet enıar azón.

La ecuación de onda de Schrödinger

En 1926 Erwin Schrödinger (Fig. 5.24), uno de los estudiantes de posgrado de Bohr, formuló unas complejas ecuaciones matemáticas con base en el trabajo de de Broglie. Las ecuaciones de Schrödinger combinaban las propiedades de onda y la naturaleza de partícula de un electrón con restricciones cuánticas en complejas ecuaciones probabilísticas.

Las ecuaciones de Schrödinger permiten obtener valores que corresponden a regiones de alta probabilidad de encontrar a los electrones en torno a un núcleo. Al igual que una nube de electrones, las regiones de alta probabilidad electrónica no son las órbitas planetarias definidas del modelo de Bohr, sino que representan, en cambio, niveles de energía menos definidos y también regiones denominadas subniveles o subcapas. Cada uno de estos **subniveles** contiene uno o más orbitales. Cada **orbital** es una función matemática que corresponde a una región del interior de un átomo ocupada por un máximo de dos electrones con espín opuesto. En la figura 5.25 se muestran representaciones de nubed ec argad ed ost iposd eo rbitales:l oso rbitales *s* y *p*.

El principio de incertidumbre de Heisenberg

El modelo planetario de los átomos de Bohr recibió otro duro golpe en 1927, cuando el físico alemán y discípulo de Niels Bohr, Werner Heisenberg, llegó a la conclusión de que es imposible establecer con precisión tanto la posición como la energía de un electrón. Si el electrón se comporta como partícula, debería ser posible establecer de forma precisa su ubicación; pero si es una onda, como lo propuso De Broglie, entonces no podemos conocer su ubicación precisa. Por tanto, y de acuerdo con el **principio de incertidumbre** de Heisenberg,

Louis de Broglie se hizo acreedor al Premio Nobel de Física de 1929 por su explicación de la naturaleza ondulatoria de los electrones.

Los microscopios electrónicos, cuyo funcionamiento se basa en la naturaleza ondulatoria de los electrones, se utilizan para obtener imágenes detalladas de la superficie de metales, fibras y muchos otros materiales.

Figura 5.24 ErwinS chrödinger (1887-1961)f uee lf ísicoa ustriaco quef ormulóc omplejase cuaciones matemáticasq uep ermitenc alculary graficarl ad istribuciónp robabilística de los electrones en los átomos. Las ecuaciones tienen en cuenta los aspectost antod ep artículac omo ondulatoriosd elc omportamientod e lose lectrones.C omoc onsecuencia de su trabajo en el campo de la mecánicac uántica,S chrödingerf ue uno de los ganadores del Premio Nobel de Física de 1933.

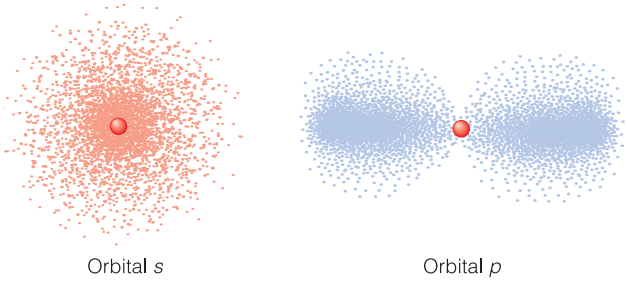


Figura 5.25 Representaciones de las nubes de carga de orbitales atómicos.

Descubrimientos que condujeron al modelo actual del átomo

No se pretende que memorices esta lista de descubrimientos; su propósito es ayudarte a comprender la serie de acontecimientosr elacionadosu nosc ono trosq ued ierono rigena lm odeloa ctuald elá tomo.

1803 **John Dalton** (inglés) explica, con base en su teoría atómica, por qué los átomos reaccionan en proporciones simples de números enteros. A esto agrega su ley de las proporcionesm últiples.

1814 **J. J. Berzelius** (sueco) determina masas atómicas relativas a partir de calores específicos y propone símbolos de dos letras para representar los elementos. También descubre los elementos Ce, Se, Si y Th.

1819 **P. Dulong** y **A. Petit** (franceses) determinan masas atómicasa p artird ec alorese específicos.

1859 **Robert Bunsen** y **Gustav Kirchoff** (alemanes) demuestran que cada elemento tiene un espectro característico. También descubren los elementos Cs y Rb.

1868 **Pierre Janssen** (astrónomo francés) observa una línea nueva en el espectro del Sol y afirma que corresponde a un nuevo elemento. La mayoría de los científicos no le creen. Sir Joseph Lockyer (inglés) da a este elemento el nombred eh elio.

1869 **Dmitri Mendeleev** (ruso) publica un libro de texto que incluye su tabla periódica. Predice correctamente las propiedadesd ev ariose lementosa unn od escubiertos.

1879 **William Crookes** (británico) concluye que los rayos catódicos producidos por una corriente eléctrica en un tubo al vacío son una corriente de partículas cargadas que se producene ne lc átodo.

1885 **J. J. Balmer** (suizo) formula una ecuación matemática sencilla para calcular la longitud de onda de las líneas del espectrod elh idrógeno.

1886 **E. Goldstein** (alemán) observa "rayos en canal" (protones)e nu nt ubod eC rookesm odificado.

1895 **Wilhelm Roentgen** (alemán) descubre los rayos X que unac orrientee léctricap roducee nu nt ubod eC rookes.

1896 **Antoine Becquerel** (francés) descubrió la radiactividad natural.

1897 **J. J. Thomson** (británico) demuestra que los rayos catódicos son haces de partículas con carga negativa (electrones) y calcula su razón de su carga a masa.

1898 **Marie Curie** (polaca) y su esposo Pierre (francés) descubren el polonio y el radio, los cuales aíslan de la pechblenda (una mena de plomo) mediante procedimientos químicos.

1900 **Max Planck** (alemán) propone una teoría cuántica que explica que un átomo excitado emite luz en unidades discretasl lamadasc uantoso f otones.

1904 **J. J. Thomson** propone un modelo de "pudín de pasas" del átomo, con los electrones inmersos en un mar de cargasp ositivas.C ompruebal asc argasp ositivase n1 907.

1905 **Albert Einstein** (alemán) publica un artículo en el que relacional am asac onl ae nergía.

1909 **Robert Millikan** (estadounidense) determina la carga del electrón (1.60×10^{-19} coulomb) por medio de su experimento de la gota de aceite.

1911 **Ernest Rutherford** (neozelandés) bombardea una laminilla de oro con partículas alfa provenientes de una fuente de radio y descubre que casi toda la masa del átomo está en su diminuto núcleo con carga positiva.

1912 **J. J. Thomson** separa los isótopos no radiactivos neón-20 y neón-22.

1913 **Niels Bohr** (danés) demuestra, con base en la fórmula de Balmer, que los electrones del átomo de hidrógeno existen únicamente en órbitas esféricas (niveles de energía) específicas.

1913 **Henry Moseley** (inglés) observa que cada elemento emite rayos X característicos que dependen de su carga nuclear; es decir, del número de protones presentes en el núcleo,q uee se ln úmeroa tómico.

1924 **Louis de Broglie** (francés) combina ecuaciones de Einstein y Planck para demostrar que los electrones tienen propiedadeso ndulatorias.

1925 **Wolfgang Pauli** (alemán) afirma —en su principio de exclusión— que sólo se permiten dos electrones con espín opuestoe nc adao rbital.

1926 **Erwin Schrödinger** (austriaco) describe el movimiento de los electrones en los átomos mediante una ecuación matemática que combina la naturaleza de partícula de un electrón, sus propiedades de onda y restricciones cuánticas en una relación de probabilidad.

1927 **Werner Heisenberg** (alemán) explica en su principio de incertidumbre que no es posible conocer la trayectoria de un electrón, es decir, su posición y cantidad de movimiento simultáneamente.

1927 **Frederick Hund** (alemán) es conocido por la regla de Hund, que establece que en los subniveles los electrones presentan un máximo de electrones no apareados, y que lose lectronesn oa pareadost ienene lm ismoe spín.

1932 **James Chadwick** (británico) descubre el neutrón. En una investigación de 1930 relacionada con la radiactividad, un científico llamado Bothe produce neutrones, aunque sin darse cuenta de lo que había logrado.

1934 **Harold Urey** (estadounidense) se hace acreedor al Premio Nobel de Química por su descubrimiento del deuterio, el isótopo conocido como hidrógeno pesado.

1970 **Albert Crewe** (Universidad de Chicago) fotografía átomos individuales de torio con un microscopio electrónico modificado.

1979 **Samuel Hurst** (Oak Ridge, Tennessee) detecta e identifica átomos individuales de todos los elementos, salvo cuatro, mediante una técnica a base de láser.

1985 **Gerd Binning** (Laboratorio de Zurich de la IBM) elabora un mapa de la superficie del grafito con un microscopio de fuerza atómica (AFM, por sus siglas en inglés), construido a partir de un microscopio de túnel de barrido (STM, por sus siglas en inglés).

LA INVESTIGACIÓN CONTINÚA EN MARCHA; NUESTRO MODELO DEL ÁTOMO AÚN NO ESTÁ COMPLETO.

UNA MIRADA CERCANA

El principio de incertidumbre

Para comprender mejor el principio de incertidumbre de Heisenberg, imagina dos fotografías de autos que avanzan en una pista de carreras. Una fotografía tomada con una velocidad de obturador rápida de 1/1000 de segundo "congela" la acción y produce una imagen bien definida. Esta fotografía permitiría localizar la posición del vehículo, pero su trayectoria de movimienton os ep uedec onocer.

Una segunda fotografía tomada con una velocidad de obturador lenta de aproximadamente medio segundo se vería borrosa. En este ejemplo se puede conocer la trayectoria general de los vehículos, pero es más dudosa la posición de un vehículo en particular. Como Heisenberg concluyera, no se puede establecer con precisión tanto la posición como la cantidad de movimiento de una partícula que se mueve con la rapidez de los electrones.

Pensar en los electrones como fotografías de acción congelada (izquierda) y borrosas (derecha) de vehículos que avanzan en una pista de carreras es una forma de visualizar el principio de incertidumbre de Heisenberg: cuanto más precisamente se conoce la posición de una partícula, con tanta menos precisión se conoce su trayectoria. En otras palabras, no hay más remedio que resignarse a vivir con imágenes borrosas de los electrones.

es imposible establecer la trayectoria específica de un electrón: es incierta. Con ayuda de la compleja teoría que hoy conocemos como **mecánica cuántica**, es posible calcular la probabilidad de encontrar un electrón en lugares específicos dentro de un átomo o molécula. La formulación de esta teoría durante los años veinte es el resultado de aportaciones de científicos notables como Einstein, Planck, de Broglie, Bohr, Schrödinger y Heisenberg.

Werner Heisenberg se hizo acreedor al Premio Nobel de Física de 1932 por su "principio de incertidumbre" y su trabajo en el campo de la mecánica cuántica.

De la mano de los numerosos descubrimientos que tuvieron lugar desde los tiempos de Dalton hasta Schrödinger, nuestro conocimiento del átomo cambió en grado considerable, y así surgió un modelo del átomo más exacto, aunque complejo (Fig. 5.26).

EJEMPLO 5.5 Modelos de la estructura atómica y el proceso de la ciencia

Cita el nombre del científico a quien se atribuye cada una de las aportaciones siguientes an uestroc onocimientod el ose lectronesd el osá tomos.

(a) Demostró que los electrones muestran propiedades de ondas, además de propiedadesd em asa.

(b) Afirmó que es imposible establecer con precisión tanto la posición como la energía de un electrón.

(c) Formuló una ecuación probabilística que incluía las propiedades de onda, la naturalezad ep artículay l asr estriccionesc uánticasd el ose lectrones.

SOLUCIÓN

(a) De Broglie **(b)** Heisenberg **(c)** Schrödinger

EJERCICIO 5.5

(a) Compara y analiza los cinco modelos diferentes del átomo, desde la época de Dalton hasta nuestros días, según se ilustran en la figura 5.26.

(b) Describe el significado de la expresión "distribución probabilística de nube de carga de los electrones".

Véanse los problemas 5.59 y 5.60.

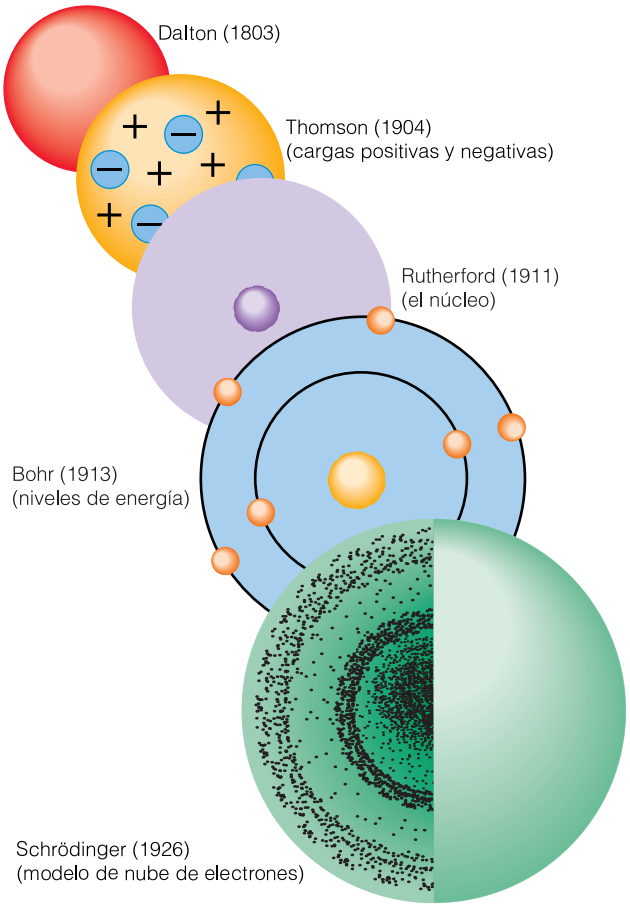


Figura 5.26 De la época de Dalton a la de Schrödinger, nuestro modelo del átomo ha sufrido muchas modificaciones.

5.6 Niveles energéticos de los electrones

Según la teoría moderna de la mecánica cuántica, a cada **nivel de energía principal**, designado mediante la letra *n*, se le asigna un número entero positivo 1, 2, 3, …, comenzando por $n = 1$ para el primer nivel de energía más próximo al núcleo. Los electrones que ocupan niveles de energía de número más alto están más alejados del núcleo. El número total de electrones en los cuatro primeros niveles de energía es 2, 8, 18 y 32 (Tabla 5.2). En la tabla periódica, los elementos del segundo periodo —la segunda fila horizontal— tienen el primer nivel de energía lleno, y además, de uno a ocho electrones externos en el segundo nivel de energía. De modo análogo, los elementos de la tercera fila horizontal tienen dos niveles de energía totalmente llenos, y además de uno a ocho electrones externos en el tercer nivel de energía.

Tabla 5.2 Número máximo de electrones permitidos por nivel de energía principal

Nivel de energía principal, *n*	Número máximo de electrones permitidos por nivel de energía = $2n^2$	Nivel de energía principal, *n*	Número máximo de electrones permitidos por nivel de energía = $2n^2$
1	$2 \times (1)^2 = 2$	4	$2 \times (4)^2 = 32$
2	$2 \times (2)^2 = 8$	5	$2 \times (5)^2 = 50$*
3	$2 \times (3)^2 = 18$	6	$2 \times (6)^2 = 72$*

*Ningún átomo de ningún elemento conocido tiene de hecho electrones suficientes para llenar totalmente estos niveles de energía.

Aunque en la práctica no es posible, supón que tienes una cámara capaz de fotografiar electrones y dejas el obturador abierto mientras el electrón revolotea en torno al núcleo. Al revelar la fotografía, tendrías un registro de dónde estuvo el electrón. Si hicieras lo mismo con un ventilador eléctrico en marcha, obtendrías una imagen en la que las aspas del ventilador parecerían un disco sólido. Las aspas se mueven con tanta rapidez que su imagen fotográfica es borrosa (Fig. 5.27). Si el objeto observado hubiesen sido electrones, este modelo de los electrones del primer nivel de energía tendría la apariencia de una **esfera simétrica** (Fig. 5.25). Los niveles de energía superiores se representan mediante modelos de nube de carga más complejos.

(a)

(b)

Figura 5.27 (a) Las aspas individualesd eu nv entilador eléctricop resentan(b)l aa pariencia de un disco borroso cuando el ventiladore stáf uncionando. Si pudiéramos ver una imagen de los electrones del primer nivel de energíad eu ná tomom oviéndose alrededord eln úcleo,v eríamosu na nubee sféricad ec argan egativa.

EJEMPLO 5.6 Electrones en los niveles de energía principales

Indica el número de electrones presente en cada nivel de energía principal de los elementoss iguientes.

(a) Al **(b)** Cl **(c)** N

SOLUCIÓN

(a) Al (13 electrones en total) = 2, 8, 3

(b) Cl (17 electrones en total) = 2, 8, 7

(c) N (7 electrones en total) = 2, 5

EJERCICIO 5.6

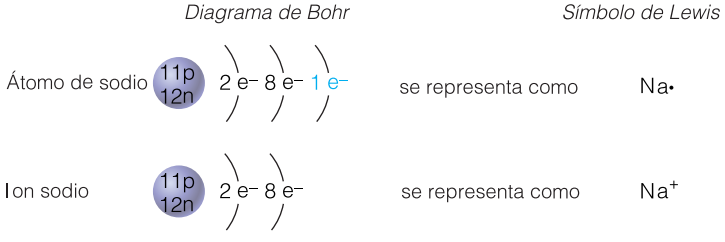
(a) ¿Cuántos electrones hay en el nivel de energía principal de los elementos Mg y Ca?

(b) ¿Cuántos electrones hay en el nivel de energía principal de los elementos oxígeno ya zufre?

5.7 Electrones de valencia y símbolos de Lewis

Los electrones de valencia, los del nivel de energía más externo de un átomo, tienen una importancia especial porque participan en las reacciones químicas. El químico estadounidense Gilbert N. Lewis es ampliamente conocido por haber empleado unas sencillas representaciones simbólicas de los elementos que muestran los electrones de valencia comop untos.E stasr epresentacioness ec onocenc omo **símbolosd eL ewis** depun tos.

Resulta más conveniente representar un átomo de sodio mediante su símbolo de puntos de Lewis, que es Na con un punto, Na • (que representa un electrón de valencia), que utilizar un diagrama de Bohr. Se forma un ion sodio, Na^+, cuando un átomo de sodio pierde su electrón de valencia.



El símbolo de Lewis del átomo de cloro es Cl rodeado de siete puntos. Se forma un ion cloruro, Cl^-, cuando un átomo de cloro gana un electrón para completar ocho electronesd ev alencia.

Conexión médica

Los iones sodio son importantes para la conservación de la salud. Se ha relacionado un nivel alto de iones sodio en el cuerpo humano con hipertensión arterial, pero cuando el nivel de iones sodio es bajo los músculos se debilitan y la persona se siente fatigada. Una insuficiencia de las glándulas suprarrenales y un mal funcionamiento de los riñones pueden provocar el agotamiento del sodio. También los antidepresivos y algunos otros medicamentos trastornan el equilibrio de iones sodio.

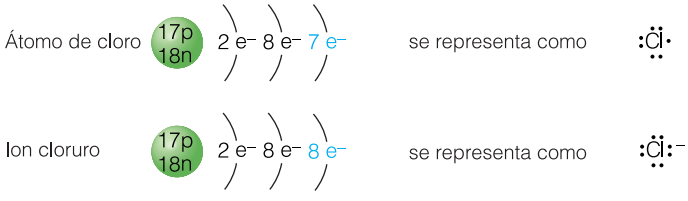
ROSTROS DE LA QUÍMICA

Gilbert N. Lewis

Gilbert N. Lewis (1875-1946) hizo numerosas y destacadas aportaciones a la química, aportaciones que utilizan tanto los estudiantes de química como los químicos, entre ellas las estructuras de puntos, el estudio de los enlaces químicos, la teoría ácido-base y la aplicación de la termodinámica a la química. Formó parte del profesorado de Instituto de Tecnología de Massachusetts hasta 1912, cuando fue profesor de química en la Universidad de California en Berkeley.

Al describir sus experiencias como asistente de investigación de Lewis (de 1937 a 1939), Glenn T. Seaborg, quien más tarde se hiciera acreedor a un Premio Nobel de Química, afirma que "hacíamos observaciones sencillas, y entonces él sacaba conclusiones de ellas, conclusiones correctas … Yo sentía un temorr everencialc uandot rabajabac oné l."

Gilbert N. Lewis (1875-1946) facilitó a los estudiantes la comprensión de la química al introducir sus símbolos de puntos para representar los electrones de valencia.



Conexión con el aprendizaje
El uso de símbolos, como la taquigrafía, es un medio conveniente para transmitir mucha información en una forma compacta. Es la forma más eficiente de comunicación del químico. El aprendizaje de estos símbolos se parece mucho al de una lengua extranjera. Una vez que dominas cierto "vocabulario" básico, el resto es más fácil.

Es fácil escribir los símbolos de Lewis de puntos de los elementos o iones de los tres primeros periodos (filas horizontales) de la tabla periódica. El número de electrones de valencia es el mismo en todos los elementos que pertenecen a un mismo grupo (o familia) de la tabla periódica. Todos los elementos del Grupo IA, que incluye H, Li, Na, K, Rb, Cs y Fr, tienen un electrón de valencia. Todos estos elementos, salvo el hidrógeno, se conocen como **metales alcalinos**. Sus símbolos de Lewis tienen un solo punto, como se muestra en el caso del átomo de sodio.

Los elementos del Grupo IIA, que incluye Be, Mg y Ca, se conocen como **metales alcalinotérreos**; tienen dos electrones de valencia. Sus símbolos de Lewis muestran dos puntos. La tabla 5.3 muestra los símbolos de Lewis de puntos de los 20 primeros elementos.

Conexión con el aprendizaje
Cuando hay sólo dos puntos, dos electrones de valencia, a veces se representan como un par, pero en este libro se colocarán en lados opuestos del símbolo porque más adelante se verá cómo estos dos electrones se pueden compartir con dos átomos diferentes en ciertos compuestos.

Tabla 5.3 Símbolos de electrón-punto para elementos seleccionados

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIAA	VIIIA
H·							He:
Li·	·Be·	·B·	·C·	·N:	·O·	·F:	:Ne:
Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	:Cl:	:Ar:
K·	·Ca·					:Br:	:Kr:
Rb·	·Sr·					:I:	:Xe:
Cs·	·Ba·						

Observa que la forma de dibujar los puntos sigue un patrón. En el caso de los elementos con no más de cuatro electrones de valencia, los puntos de los electrones se colocan separados en torno al símbolo del átomo, aislados y no apareados. Por ejemplo, los símbolos de Lewis del carbono y del silicio (con cuatro electrones de valencia) tienen cuatro puntos no apareados. Los elementos con más de cuatro electrones de valencia se representan con electrones tanto apareados como no apareados, como se muestra en la tabla 5.3. De los gases nobles, con ocho electrones de valencia, se dice que tienen un **octeto de electrones** completo, que se representa con cuatro juegos de pares de electrones. El helio es el único gas noble con sólo dos electrones de valencia; el primer nivel de energía no puede contener más de dos electrones.

Es indispensable familiarizarse perfectamente con los niveles de energía, los electrones de valencia y los símbolos de Lewis de los electrones de valencia para el estudio de lo que vendrá más adelante en relación con los enlaces químicos de los átomos y la formaciónd ec ompuestos.

Conexión con el aprendizaje
Véase el capítulo 8, "Enlaces químicos".

EJEMPLO 5.7 Símbolos de Lewis

Escribe los símbolos de Lewis de puntos de los átomos y iones siguientes.

(a) Br **(b)** ion Br^- **(c)** Al **(d)** ion Al^{3+} **(e)** C **(f)** O

SOLUCIÓN

(a) $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Br}}}:$ **(b)** ion $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Br}}}:^-$ **(c)** $\cdot\dot{\mathrm{Al}}\cdot$ **(d)** ion Al^{3+}

(e) $\cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{C}}}\cdot$ **(f)** $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}\cdot$

Un átomo de bromo tiene siete electrones de valencia. Un ion bromuro tiene ocho electrones de valencia y una carga 1−. Un átomo de aluminio tiene tres electrones de valencia. Un ion aluminio no tiene electrones de valencia pero sí una carga 3+. El símbolo del átomo de carbono tiene cuatro electrones de valencia no apareados. El símbolo de uná tomod eo xígenot ienes eise lectronesd ev alencia.

EJERCICIO 5.7

(a) Escribe los símbolos de Lewis de puntos de los átomos de fósforo, potasio y bario.
(b) Escribe los símbolos de Lewis de puntos de un ion P^{-3}, un ion K^+ y un ion Ba^{2+}.

Véansel osp roblemas 5.61 y 5.64.

Estructura electrónica: conceptos adicionales optativos

Nota para el profesor
El autor recomienda los temas que se presentan en las secciones de la 5.8 a la 5.10; estos temas fueron colocados al final a fin de facilitar la enseñanza a los profesores que opten por omitir ciertos temas, según la naturaleza del curso.

5.8 Subniveles de energía y orbitales

El uso de la mecánica cuántica y de la ecuación de Schrödinger ha permitido penetrar más profundamente en la estructura electrónica de los átomos. De acuerdo con los cálculos de la mecánica cuántica, cada nivel de energía de un átomo comprende uno o más **subniveles** (también conocidos como **subcapas**). El primer nivel de energía tiene un solo subnivel; el segundo tiene dos subniveles; el tercer nivel de energía tiene tres subniveles, y así sucesivamente. En otras palabras, el nivel de energía *n* tiene *n* subniveles.

Cada subnivel tiene uno o más orbitales, cada uno de los cuales es una región de forma tridimensional específica. Los orbitales se designan mediante las letras minúsculas *s*, *p*, *d* y *f*. Asimismo, cada **orbital** puede contener dos electrones, un par, como máximo, pero los electrones de este par deben tener espines opuestos. La idea de que si dos electrones ocupan el mismo orbital deben tener espines opuestos fue una importante aportación que hizo Wolfgang Pauli en 1925. Esto se conoce como el **principio de exclusión de Pauli**. La tabla 5.4 resume la información fundamental acerca de los niveles de energía, los subniveles, los orbitales atómicos y la distribución de los electrones en los subniveles.

El físico austriaco Wolfgang Pauli se hizo acreedor al Premio Nobel de Física por su descubrimiento del principio de exclusión de Pauli.

Tabla 5.4 Niveles, subniveles y orbitales electrónicos

Nivel de energía principal, *n*	Número de subniveles	Tipo de orbital	Número de orbitales	Número máximo de electrones por subnivel	Número máximo total de electrones
1	1	1*s*	1	2	2
2	2	2*s*	1	2	
		2*p*	3	6	8
3	3	3*s*	1	2	
		3*p*	3	6	
		3*d*	5	10	18
4	4	4*s*	1	2	
		4*p*	3	6	
		4*d*	5	10	
		4*f*	7	14	32

Los electrones en los orbitales *s*

Los primeros dos electrones de cada nivel de energía se encuentran en una región donde la probabilidad electrónica se representa mediante un orbital *s* con simetría esférica. Estos orbitales se designan como 1*s*, 2*s*, 3*s* y así sucesivamente. El orbital 3*s*, por ejemplo, es más grande que el orbital 1*s*, como se muestra en la Fig. 5.28. Así pues, todos y cada uno de los niveles de energía tienen un subnivel *s* con un único orbital *s* de forma esférica, y ese orbital puede contener un par de electrones con espín opuesto.

Los electrones en los orbitales *p*

A partir del segundo nivel de energía, y en todos los niveles energéticos subsiguientes, hay un subnivel s y además un subnivel *p*. Cada subnivel *p* consiste en tres orbitales *p* de igual energía pero diferente orientación en el espacio. La representación de nube de carga de cada orbital *p* tiene forma de mancuerna, con dos *lóbulos* o regiones. La Fig. 5.29 muestra que un orbital *p* con dos lóbulos está orientado en el espacio a lo largo del eje *x*, un segundo orbital con dos lóbulos está orientado a lo largo del eje *y*, y el tercer orbital está orientado a lo largo del eje *z*. Cada orbital puede alojar únicamente dos electrones con espín opuesto. Como se representa en la Fig. 5.30, un subnivel *p*, con sus tres orbitales, puede alojar un máximo de seis electrones (tres pares).

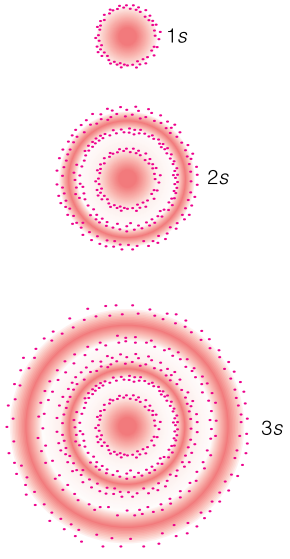
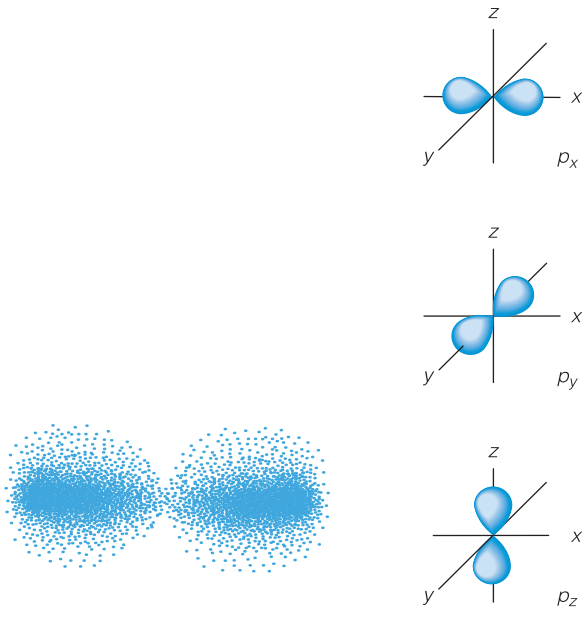


Figura 5.28 Representacionesd e nube de carga de los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s*.

Los electrones en los orbitales *d* y *f*

A partir del tercer nivel de energía, y en todos los niveles energéticos subsiguientes, hay además un subnivel *d* con un conjunto de cinco orbitales, capaz de contener cinco pares de electrones en total hasta un máximo de 10 electrones *d* en un subnivel *d*. Las formas de estos orbitales son más complejas que las de los orbitales *s* y *p*. Cuatro de los cinco orbitales *d* tienen cuatro lóbulos cada uno. La Fig. 5.31 muestra el incremento regular del número de orbitales por subnivel, así como el número correspondiente de lóbulos por orbital.

A partir del cuarto nivel de energía, y en todos los niveles energéticos subsiguientes, hay además un subnivel *f* con un conjunto de siete orbitales, capaz de contener siete pares de electrones en total hasta un máximo de 14 electrones *d* en un subnivel *d*. Las formas de los orbitales *f* son aún más complejas que las de los orbitales *d*; la mayor parte de



(a) Representación de nube de carga de un orbital *p*.

(b) Representación de contorno de orbitales *p*. Los tres orbitales *p* difieren únicamente en su orientación en el espacio.

Figura 5.29 Representacionesd eo rbitales *p*.

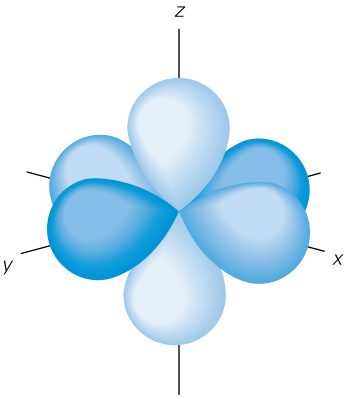
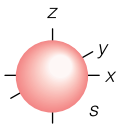
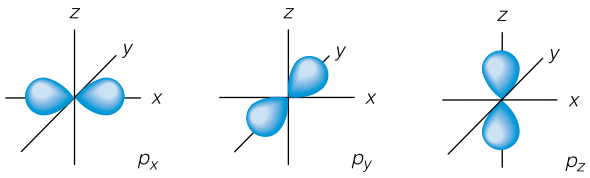
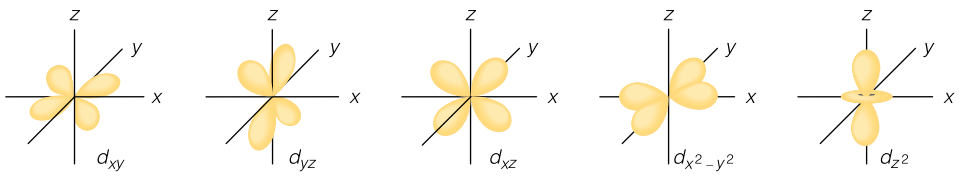


Figura 5.30 Representaciónd eu n grupod et reso rbitales *p* en los tres ejes para dar un subnivel *p* capaz de alojar un máximo de tres paresd ee lectrones.

Figura 5.31 Orbitalesa tómicos.(Nota:* Eln úmerod el óbulosd eu no rbital *d* y tres de los siete orbitales *f* esm enorq uee ln úmeroe specificado.)

Subnivel	Formas de los orbitales	Orbitales por subnivel	Lóbulos por orbital
s		1	1
p		3	2
d		5	4*
f	Siete formas complejas	7	8*

ellos tienen ocho lóbulos, pero no es necesario ocuparse por ahora de las formas específicas de los orbitales *f*.

EJEMPLO 5.8 Subniveles, orbitales y electrones

Indica el tipo de subniveles disponibles en los tres primeros niveles de energía, el número de orbitales por subnivel, el número máximo de electrones por subnivel y el número máximo de electrones en el nivel de energía completo.

SOLUCIÓN

Nivel de energía	Designación del subnivel	Orbitales por subnivel	Número máximo de electrones por subnivel	Número máximo de electrones en cada nivel de energía
1	1s	1	2	2
2	2*s*	1	2	
	2*p*	3	6	8
3	3*s*	1	2	
	3*p*	3	6	
	3*d*	5	10	18

EJERCICIO 5.8

Completal ai nformaciónf altantee nl ose nunciadoss iguientes.

(a) Cadas ubnivel *s* puedec ontener_ _____e lectronesc on_ _____o puestos.

(b) Cada subnivel *p* tiene _____ orbitales, que pueden contener un máximo de _____e lectrones.

(c) Cada subnivel *d* tiene _____ orbitales, que pueden contener un máximo de _____e lectrones.

5.9 Subniveles energéticos y la tabla periódica

La disposición de los electrones en los átomos de un elemento se puede conocer rápidamente localizando el símbolo del elemento en la tabla periódica. Por ejemplo, si estudias la Fig. 5.32, advertirás que los elementos de las dos primeras columnas de la izquierda de la tabla periódica tienen uno o dos electrones *s* externos (de valencia), identificados como s^1 y s^2. En ocasiones se hace referencia a los elementos de esta región de la tabla periódica como el "bloque *s*" de elementos.

Los elementos que aparecen en las seis columnas del extremo derecho de la tabla periódica (excepto el helio) tienen todos ellos dos electrones en un subnivel *s*, más de uno a seis electrones en un subnivel *p*. Estos elementos se designan a veces como el "bloque *p*" de elementos. A todos los elementos situados en las primeras dos columnas y en las últimas seis columnas de la tabla periódica se les suele llamar **elementos representativos**. Es fácil dibujar símbolos de puntos de Lewis de cualquiera de los elementos representativos;t odose llost ienend eu noa o choe lectronesd ev alencia.

Elementos de transición

Los elementos con electrones externos en orbitales *d* se conocen como **elementos de transición**. Los elementos de transición, el bloque *d* de elementos, se localizan en la región central de la tabla periódica, como se muestra en la Fig. 5.32, donde hay 10 columnas, de d^1 a d^{10}, que corresponden a los electrones que pueden ocupar un subnivel *d* y que son de 1 a 10.

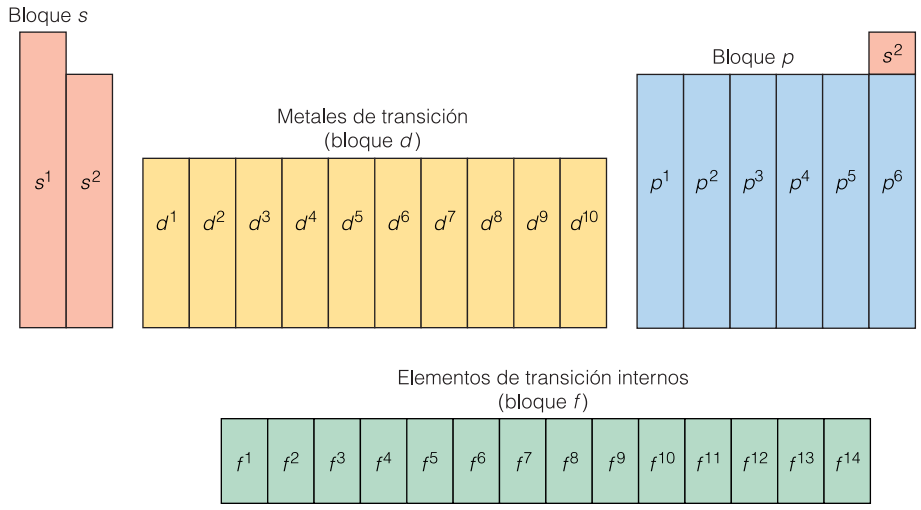


Figura 5.32 Lad istribuciónd e lose lectronese nl ose lementose stá estrechamenter elacionadac ons u posicióne nl at ablap eriódica.

Muchos de los compuestos que contienen elementos de transición son de colores brillantes. Estos colores están relacionados con las frecuencias de la luz que se absorbe y se emite cuando los electrones de subniveles *d* parcialmente ocupados se excitan y luego regresan a sus estados basales. Los sólidos cristalinos que contienen sólo elementos representativos, como el cloruro de sodio (sal común), son blancos y se disuelven en aguap arad ars olucionesi ncoloras.

Orden de llenado de los subniveles

Los electrones se incorporan a los átomos en el orden que se muestra respecto a la tabla periódica de la Fig. 5.33, llenando primero los niveles y subniveles de más baja energía. En el caso de los primeros tres periodos de elementos de la tabla periódica, los electrones ocupan cada subnivel *s* y *p* disponible en el orden siguiente: 1*s*, luego 2*s* y 2*p*, luego 3*s* y 3*p*. El argón (número atómico 18, con 18 electrones) está al final del tercer periodo de elementos; tiene exactamente el número apropiado de electrones para llenar completamente todos los subniveles hasta el 3*p*.

Conexión con el aprendizaje
Localiza los subniveles del 1s al 3*p* en la tabla periódica (Fig. 5.33) e indica el orden de llenado.

A partir del cuarto periodo de elementos el orden de ocupación de los subniveles se torna más complejo. El potasio y el calcio, los primeros dos elementos del cuarto periodo, tienen 1 o 2 electrones de valencia, respectivamente, en el subnivel 4*s*. La Fig. 5.33 muestra que el subnivel siguiente por llenar después del subnivel 4*s* es el subnivel 3*d*,

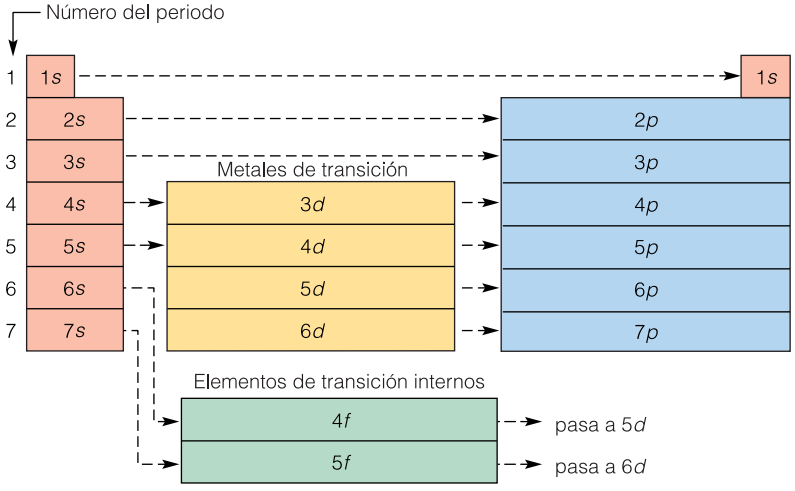


Figura 5.33 Elo rdend eo cupación del oss ubnivelese lectrónicose stá relacionadoc onl at ablap eriódica. Comienzap orl ap artes uperiord e lat ablap eriódicay s iguel asf lechas parad esplazartea l ad erechay h acia abajo de la tabla, a lo largo de periodosc onsecutivos,d elp eriodo1 hastae lp eriodo7 .

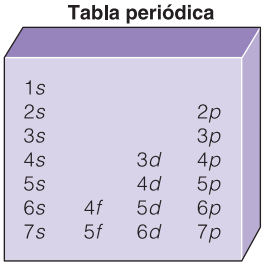


Figura 5.34 En este diagrama se muestra el orden regular de ocupación de los subniveles electrónicos de los átomos. Léalo en el orden normal de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo, como la tabla periódica: 1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, 3*p*, 4*s*, 3*d*, 4*p*,…

que puede alojar un máximo de 10 electrones 3*d*, correspondientes a los primeros 10 elementosd et ransición.

Los elementos de transición 4*d* y los elementos de transición 5*d* se localizan directamente debajo de los elementos de transición 3*d* (Fig. 5.33). Advierte que, en cada caso, el subnivel *d* tiene un número de nivel de energía que es siempre uno menos que el número de nivel de energía de los elementos del bloque *s* y del bloque *p* del mismo periodo. Por tanto, el subnivel 4*d* se llena después que el subnivel 5*s*, pero antes que el subnivel 5*p*.

Los elementos de transición interna con subniveles 4*f* y 5*f* parcialmente ocupados se agrupan en la parte inferior de la tabla periódica. En la mayor parte de los casos, el subnivel 4*f* se llena después que el subnivel 6*s* y antes que el subnivel 5*d*. De modo análogo, el subnivel 5*f* se llena después que el subnivel 7*s* pero antes que el 6*d*. Por consiguiente, los elementos de transición interna tienen electrones en subniveles *f* que están dos niveles de energía por debajo de los electrones *s* más externos, pero el orden de ocupación es, de hecho, más irregular de lo que se ha descrito aquí. La tabla periódica misma, por tanto, es una herramienta excelente para predecir el orden de ocupación de los subniveles de los átomos por los electrones. En la Fig. 5.34 se presenta un sencillo diagrama que muestra la relación entre la posición de los elementos en la tabla periódica y elo rdend ei ncorporaciónd ee lectronese nl oss ubniveles.

EJEMPLO 5.9 Orden de ocupación de los subniveles por los electrones

Con respecto a los subniveles de la lista, indica en cada caso el siguiente subnivel por llenar, con base en la tabla periódica y el orden descrito en esta sección.

(a) 3*s* **(b)** 4*s* **(c)** 5*s* **(d)** 6*s* **(e)** 4*d* **(f)** 4*f*

SOLUCIÓN Consultal aF ig.5 .34p araa yudartea e stablecere lo rdend eo cupación.

(a) 3*p* **(b)** 3*d* **(c)** 4*d* **(d)** 4*f* **(e)** 5*p* **(f)** 5*d*

EJERCICIO 5.9

Véanse los problemas 5.65-5.68.

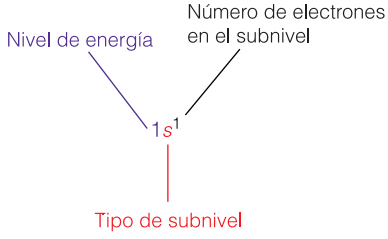
Con respecto a los subniveles de la lista, indica en cada caso el siguiente subnivel por llenar.

(a) 2*s* **(b)** 3*p* **(c)** 4*s* **(d)** 3*d* **(e)** 6*s* **(f)** 5*f*

5.10 Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales

Los electrones de los átomos en estado basal ocupan primero los subniveles de energía más bajo, como se describió en la sección 5.9, pero hace falta una forma de representar esta disposición de manera concisa; a esta representación se le conoce como **configuración electrónica**. A fin de ilustrar cómo se escriben las configuraciones electrónicas, comencemosp ore lá tomom áss imple:e lh idrógeno.

Un átomo de hidrógeno tiene un solo electrón. En tanto ese electrón se encuentre en su estado de energía más bajo (su estado basal), estará en el primer nivel de energía, que tiene un solo subnivel: el 1*s*. La configuración electrónica del hidrógeno se escribe, pues, como $1s^1$.



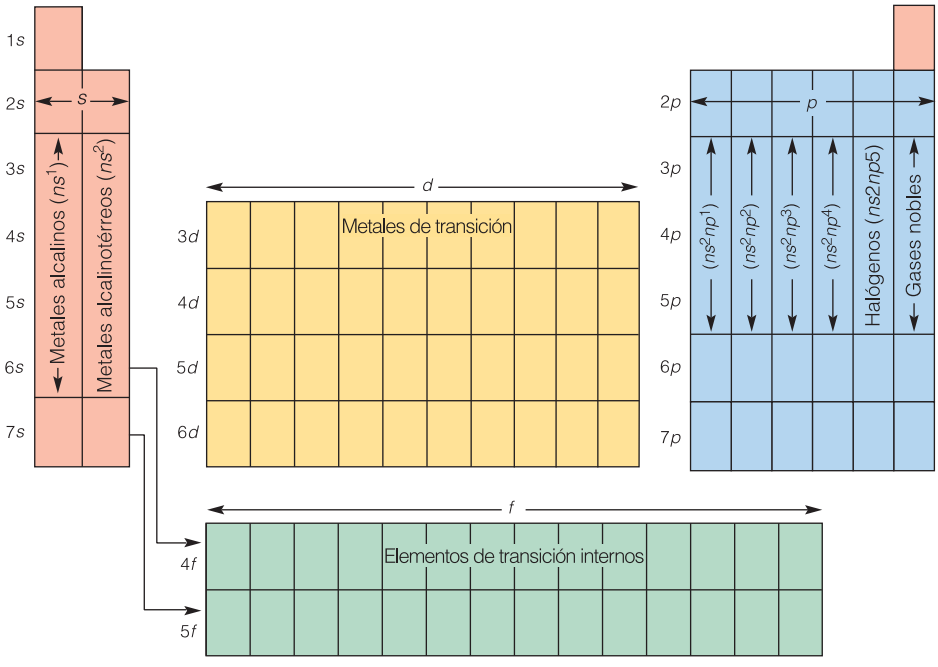


Figura 5.35 Configuraciones electrónicasy l at ablap eriódica.

El supraíndice (1 en este caso) colocado delante de la designación del subnivel indica el número de electrones presentes en el subnivel. De modo análogo, los dos electrones de un átomo de helio pueden estar ambos en el subnivel 1*s*; la estructura electrónica del helio es $1s^2$. Conforme se presenten las configuraciones de diversos elementos, procura tener en mente su posición en la tabla periódica.

El litio tiene tres electrones: dos en el primer nivel de energía y un tercer electrón que debe estar en el subnivel *s* del segundo nivel de energía. La configuración electrónica del Li es $1s^22s^1$. En el caso del ion litio, Li^+, simplemente quita el único electrón de valencia 2*s* y escribe $1s^2$. El berilio tiene cuatro electrones; su configuración electrónica es $1s^22s^2$. El boro tiene cinco electrones: dos en el subnivel 1*s*, dos en el subnivel 2*s* y uno en el subnivel 2*p*. La configuración electrónica del boro es $1s^22s^22p^1$. Los tres electrones del segundo nivel de energía del boro —los subniveles 2*s* y 2*p*— son electronesd ev alencia.

El subnivel 2*p*, con tres orbitales *p*, puede contener como máximo seis electrones (dos por orbital). Las configuraciones electrónicas del boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor y neón exigen que el subnivel 2*p* esté ocupado por de uno a seis electrones, respectivamente. En el caso del neón, el subnivel 2*p* y, por tanto, el segundo nivel de energía, está lleno en su totalidad. La configuración electrónica del neón es $1s^22s^22p^6$. Las configuraciones electrónicas de todos los elementos de una columna determinada de la tabla periódica se ajustan a un patrón, como se resume en la Fig. 5.35. En la tabla 5.5s em uestranl asc onfiguracionese lectrónicasd el osp rimeros2 0e lementos.

Una configuración electrónica permite mostrar de forma concisa el número de electrones que hay en cada subnivel de un átomo, pero un **diagrama de orbitales** sirve para representar la *distribución* de los electrones dentro de los orbitales. En la tabla 5.5 se muestran los diagramas de orbitales de los primeros 20 elementos, al lado de las configuraciones electrónicas respectivas. En esta tabla se emplean círculos para representar orbitales: un círculo solo representa un orbital *s*, y tres círculos representan los tres orbitales *p*. Una sola flecha dentro del círculo representa un solo electrón; dos flechas que apuntan en sentidos opuestos representan un par de electrones con espines opuestos. Los dos métodos siguientes para mostrar un orbital con un par de electrones se pueden empleari ndistintamente.

Tabla 5.5 Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales de los átomos de los primeros 20 elementos

Nombre	Número atómico	Configuración electrónica	Diagrama de orbitales
PERIODO1			*s* *p*
Hidrógeno	1	$1s^1$	↑
Helio	2	$1s^2$	↑↓
PERIODO2			
Litio	3	$1s^2 2s^1$	[He] ↑
Berilio	4	$1s^2 2s^2$	[He] ↑↓
Boro	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	[He] ↑↓ ↑ ○ ○
Carbono	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	[He] ↑↓ ↑ ↑ ○
Nitrógeno	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] ↑↓ ↑ ↑ ↑
Oxígeno	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	[He] ↑↓ ↑↓ ↑ ↑
Flúor	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	[He] ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑
Neón	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	[He] ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
PERIODO3			
Sodio	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	[Ne] ↑
Magnesio	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	[Ne] ↑↓
Aluminio	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	[Ne] ↑↓ ↑ ○ ○
Silicio	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	[Ne] ↑↓ ↑ ↑ ○
Fósforo	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	[Ne] ↑↓ ↑ ↑ ↑
Azufre	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	[Ne] ↑↓ ↑↓ ↑ ↑
Cloro	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	[Ne] ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑
Argón	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	[Ne] ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
PERIODO4			
Potasio	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	[Ar] ↑
Calcio	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	[Ar] ↑↓

↑↓ o $\underline{\uparrow\downarrow}$

Siempre que un átomo tenga electrones *p*, será necesario representar un subnivel *p* completo, con tres orbitales (representados por tres círculos o líneas), incluso cuando algunos de los orbitales *p* no estén ocupados. Para que dos electrones ocupen un mismo orbital deben tener espines opuestos, lo cual se representa mediante un par de flechas que apuntan en sentidos opuestos. Los electrones no se aparean en un orbital hasta que todos los orbitales de ese subnivel tienen cada uno un electrón. Esto se conoce como la **regla de Hund**. Los electrones no apareados tienen espines iguales (paralelos). Por ejemplo, un átomo de nitrógeno en estado basal tiene tres electrones en el subnivel 2*p* que permanecen sin aparearse, como lo predice la regla de Hund.

2*p* 2*p*

↑ ↑ ↑ o $\underline{\uparrow}$ $\underline{\uparrow}$ $\underline{\uparrow}$

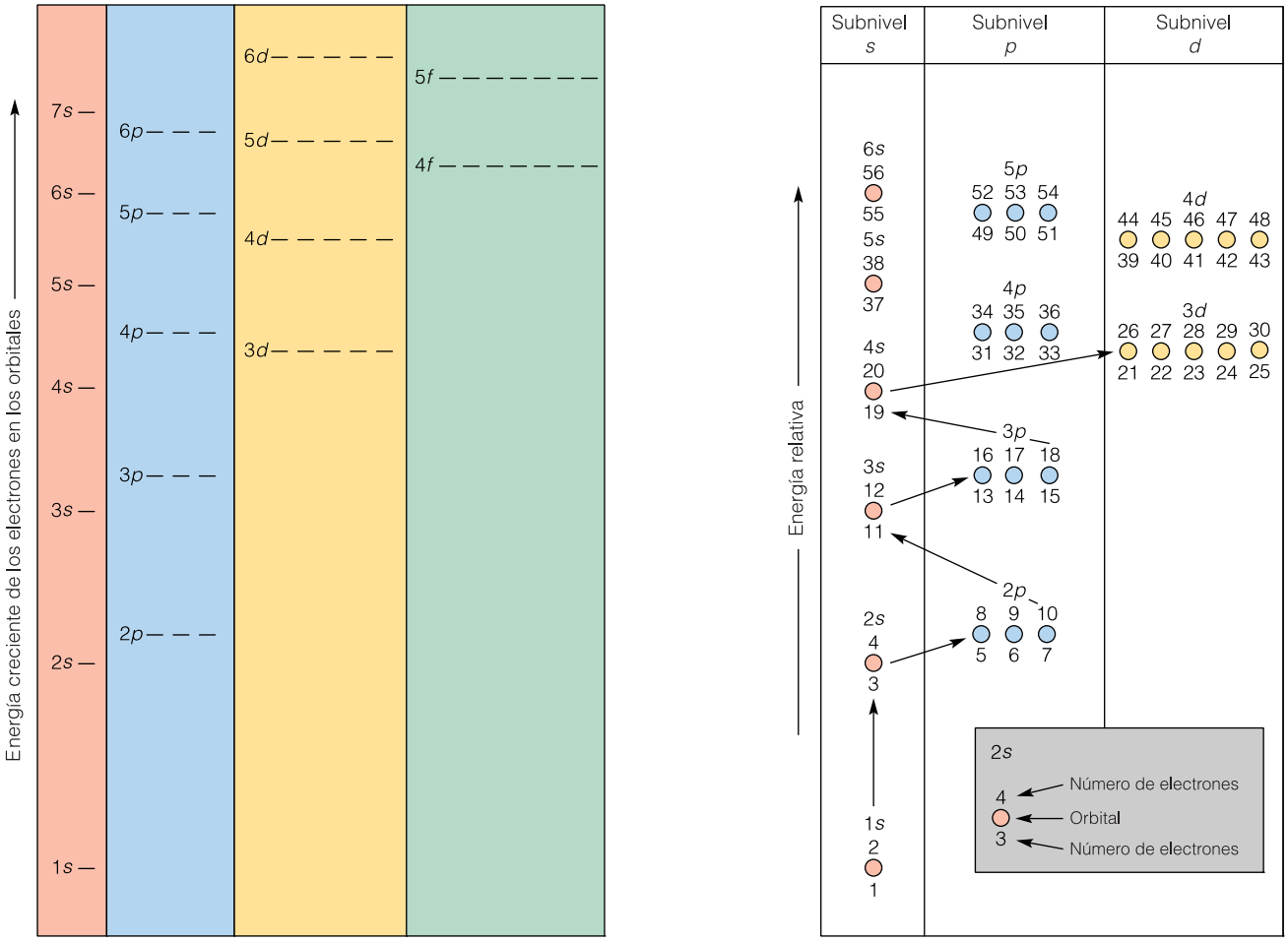


Figura 5.36 Diagramasd en ivelesd ee nergíae lectrónicos.L ose lectroneso cupanp rimerol os orbitalesd em enore nergía,e ne lo rdenq ues ee specifica.O bservaq uel oss ubnivelesm ásа ltos están más próximos unos de otros en términos de energía que los subniveles más bajos.

La Fig. 5.36 muestra los diagramas de niveles de energía correspondientes al orden de incorporación de los electrones en los orbitales atómicos. Los orbitales de la parte inferior de los diagramas son los de menor energía y se llenan antes que los orbitales de mayor energía, como se indica. La diferencia de energía entre subniveles disminuye progresivamente a medida que los electrones ocupan orbitales de mayor energía. El orden de ocupación de los subniveles por los electrones obedece la regla de Hund.

Con el fin de reducir el espacio necesario para escribir las configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales de los elementos con muchos electrones, se suele emplear una notación abreviada. Para utilizarla, localiza el elemento especificado en la tabla periódica y escribe el símbolo del gas noble inmediato anterior entre corchetes, para luego escribir sólo la configuración electrónica de los electrones externos restantes.P or ejemplo,l ac onfiguracióne lectrónicad els odios er educea [Ne]$3s^1$.

EJEMPLO 5.10 Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales

Escribe las configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales del átomo de nitrógeno, N, y del ion nitruro, N^{3-}, suponiendo que los electrones se hallan en su estado basal.

SOLUCIÓN Un átomo de nitrógeno tiene siete electrones, dos de los cuales ocupan el subnivel 1*s*, dos más, el subnivel 2*s*, y los tres electrones restantes están en el subnivel 2*p*.

En el diagrama de orbitales, los electrones del subnivel 2*p* se muestran en orbitales separados. Esto concuerda con la regla de Hund. El ion nitruro, N^{3-}, se forma cuando un átomo de nitrógeno captura 3 electrones para llenar el subnivel 2*p*.

	Configuracióne lectrónica	*Diagramad eo rbitales* 2*s* 2*p*
Átomod en itrógeno	$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] ⇅ ↑ ↑ ↑
Ionn itruro	$1s^2 2s^2 2p^6$	[He] ⇅ ⇅ ⇅ ⇅

EJERCICIO 5.10

(a) Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales del átomo de oxígeno,s uponiendoq uel ose lectroness eh allane ns ue stadob asal.

(b) Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales del ion óxido, O^{2-}, suponiendoq uel ose lectroness eh allane ns ue stadob asal.

Puedes seguir construyendo configuraciones electrónicas mediante un procedimiento sencillo. Primero, busca en la tabla periódica el número atómico del elemento; luego, coloca ese número de electrones en los subniveles de energía más bajos posibles. Ten presente que el número máximo de electrones en un subnivel *s* es de dos, y el númerom áximod ee lectronese nu ns ubnivel *p* es de seis.

EJEMPLO 5.11 Configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales

Escribe las configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales del átomo de cloro, Cl, y del ion cloruro, Cl^-, suponiendo que los electrones se hallan en su estado basal.

SOLUCIÓN Los átomos de cloro tienen 17 electrones, como lo indica la tabla periódica, con 5 electrones en el subnivel 3*p*. El átomo gana un electrón para formar el ion cloruro, Cl^-,c uyos ubnivel3 *p* están otalmentel leno.

	Configuracióne lectrónica	*Diagramad eo rbitales* 3*s* 3*p*
Átomod ec loro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	[Ne] ⇅ ⇅ ⇅ ↑
Ionc loruro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	[Ne] ⇅ ⇅ ⇅ ⇅

Advierte que la suma de los supraíndices de la configuración electrónica del átomo de cloro es de 17, igual al número atómico. El ion tiene un electrón adicional.

Véanse los problemas 5.69-5.72.

EJERCICIO 5.11

(a) Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales del átomo de azufre, suponiendo que los electrones se hallan en su estado basal.

(b) Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales del ion sulfuro, S^{2-}, suponiendo que los electrones se hallan en su estado basal.

El tercer periodo de la tabla periódica termina con el gas noble argón, que tiene ocho electrones en su segundo nivel de energía y ocho más en su tercer nivel, para dar lac onfiguracióne lectrónicas iguiente:1 $s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Cabría esperar que el potasio, K, con 19 electrones, tuviese la configuración del argón más el 19o. electrón en el subnivel 3*d*. No es así. En cambio, la configuración electrónica del potasio es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. El subnivel 4*s* se llena antes que el subnivel 3*d* comience a ocuparse. Observa la posición del potasio en la tabla periódica, al principio

del cuarto periodo, en una columna con un electrón 4*s* externo. El calcio, con 20 electrones, tiene dos electrones 4*s*; su estructura electrónica abreviada es [Ar]$4s^2$.

El tercer subnivel se comienza a llenar con el escandio, el elemento número 21, [Ar]$4s^2 3d^1$. El escandio es el primer elemento de transición. Observa su posición en el bloque *d* de elementos, en el centro de la tabla periódica. No olvides que un subnivel *d* que se está llenando siempre tiene un número de nivel de energía inferior en una unidad al número del subnivel *s* que lo antecede. Por ejemplo, el 3*d* viene después del 4*s*, y el subnivel 4*d* se llena después que el 5*s*. De acuerdo con la regla de Hund, es de esperar que los electrones 3*d* de los metales de transición permanezcan sin aparear hasta que el subnivel esté lleno a la mitad. En realidad hay un par de excepciones al orden previsto de llenado de un subnivel *d*, pero no las presentaremos aquí. Existen aún más excepciones al orden previsto de ocupación de los subniveles *f*. No presentaremos las configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales más complejos de estos elementos de transición interna.

Resumen del capítulo

Las investigaciones con tubos de Crookes condujeron al descubrimiento del protón y del electrón. Thomson midió la razón de carga a masa de los electrones, y cuando Millikan midió la carga de un electrón, fue posible entonces calcular la masa del electrón. Rutherford propuso un modelo del átomo con un núcleo denso para explicar la dispersión de las partículas alfa. Tiempo después, Chadwick descubrió que un átomo puede tener uno o más neutrones, cada uno con una masa de 1 uma.

Niels Bohr explicó los espectros de líneas de los átomos excitados deduciendo que los electrones están en niveles de energía específicos. Los trabajos sobre mecánica cuántica de Planck, Einstein y de Broglie indicaron que los electrones debían tener propiedades semejantes a las de las ondas. Pauli explicó que los electrones parecen tener espín, pero el principio de incertidumbre de Heisenberg señala que no es posible establecer la trayectoria precisa de un electrón. La ecuación de onda de Schrödinger hizo posible calcular regiones de alta densidad electrónica que corresponden a los orbitales *s*, *p*, *d* y *f*.

La luz blanca, que se puede separar en muchas frecuencias, es tan sólo una de las formas de radiación electromagnética. Otras formas de radiación electromagnética son los rayos X, la radiación UV, la IR, las microondas y diversas frecuencias de radio. La energía y la frecuencia de la radiación electromagnética aumentan a medida que la longitud de onda disminuye. El color (frecuencia) de la luz que los átomos excitados emiten es una propiedad característica. Los espectros permiten identificar los tipos de átomos presentes. Se produce una ionización cuando se arranca uno o más electrones a un átomo, dejando atrás una partícula con carga llamada ion.

Los diagramas de Bohr muestran el número de electrones presentes en cada nivel de energía, pero los electrones más importantes —los electrones de valencia— se muestran con claridad en los símbolos de Lewis de puntos.

Un nivel de energía *n* tiene *n* subniveles. Los subniveles de energía, que se designan como *s, p*, *d* y *f*, tienen 1, 3, 5 y 7 orbitales, respectivamente. Cada orbital puede contener dos electrones como máximo, los cuales deben tener espines opuestos. Los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía, como se muestra en las figuras 5.33 y 5.34. Las configuraciones electrónicas y los diagramas de orbitales permiten especificar la distribución de los electrones en los subniveles de los átomos.

La posición de los elementos en la tabla periódica permite predecir la configuración electrónica de átomos y iones. Los elementos representativos tienen electrones de valencia *s* y *p*, pero en los elementos de transición los electrones de mayor energía ocupan orbitales de subniveles *d*. En los elementos de transición interna se ocupan los orbitales de los subniveles *f*, como se muestra en la Fig. 5.35.

Una vez comprendida la estructura electrónica general de los átomos y iones, podremos aprender a escribir fórmulas químicas y entender los enlaces y las reacciones químicas. Estost emass ep resentaráne nc apítuloss ubsiguientes.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Describe los principales descubrimientos que revelaron información acerca de los átomos.[5.1]
2. Compara los modelos del átomo de Rutherford y de Bohr. [5.1, 5.4]
3. Explical osa delantosp rincipalesq uec ondujerona n uestrom odelod elá tomo.[5.5]
4. Explica cómo fue que los rayos X y el descubrimiento de la radiactividad permitieron obteneri nformacióni mportantea cercad el osá tomos.[5.1]
5. Compara la frecuencia, la longitud de onda y la energía de la radiación electromagnética.[5.2]
6. Cital ost iposd er adiacióne lectromagnéticay s use nergíasr elativas.
7. Define la ionización y cita un ejemplo de ella. [5.4]
8. Dibuja los diagramas de Bohr de los primeros 20 elementos. [5.4]
9. Dibujal oss ímbolos deL ewisd el ose lementosr epresentativos.[5.7]
10. Escribe configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales de átomos y iones. [5.8, 5.10]
11. Compara la frecuencia, la longitud de onda y la energía de la radiación electromagnética.[5.2]

Términos clave

ánodo[5.1]
cátodo[5.1]
configuracióne lectrónica [5.10]
cuantos[5.3]
diagramad eo rbitales[5.10]
electronesd ev alencia[5.4]
elementosd et ransición[5.9]
elementosr epresentativos [5.9]
energíad ei onización[5.4]
espectro continuo[5.2]
espectro del íneas[5.3]
espectrov isible[5.2]
espectroscopio[5.3]
estadob asal[5.4]
estadoe xcitado[5.4]
fluorescencia[5.2]
fotones[5.3]
frecuencia[5.2]
ion [5.4]
ionización[5.4]
longitudd e onda[5.2]
metalesa lcalinos[5.7]
metalesa lcalinotérreos[5.7]
microondas[5.2]
nivel de energía [5.4]
niveld ee nergíap rincipal [5.6]
orbital[5.5,5 .8]
principiod ee xclusiónd e Pauli[5.8]
principiod ei ncertidumbre [5.5]
radar[5.2]
radiacióne lectromagnética [5.2]
radiacióni nfrarroja[5.2]
radiaciónu ltravioleta[5.2]
radiactividad[5.1]
rayoc atódico[5.1]
rayosa lfa[5.1]
rayosb eta[5.1]
rayosg amma[5.1]
rayos X [5.1]
regla de Hund [5.10]
símbolod eL ewisd ep untos [5.7]
simetríae sférica[5.6]
subcapa[5.5,5 .8]
subnivel[5.5,5.8]
teoríac uántica[5.3]

Problemas

Descubrimiento del ae structuraa tómica

5.1 ¿Cómo aplicó Mendeleev la información obtenida por Dulongy P etit?

5.2 ¿Qué tenía Berzelius en común con Dulong y Petit?

5.3 ¿Qué se observó al conectar un tubo de Crookes al vacío a una fuente de corriente directa?

5.4 ¿Qué se observó al colocar un imán en posición perpendicularr espectoa lt ubod eC rookes?

5.5 ¿Qué dispositivo moderno está estrechamente relacionado en cuanto a forma y funcionamiento con el tubo deC rookes?

5.6 ¿Qué apariencia tenían los rayos catódicos en un tubo de Crookes, y cuál es la carga eléctrica de estos rayos?

5.7 ¿Quién estableció la razón *e/m* del electrón? ¿Qué significa el término "razón *e/m*"? ¿Por qué fue importante sud eterminación?

5.8 ¿Qué relación hay entre los experimentos de Thomson y unc inescopiom odernod et elevisor?

5.9 Describe el modelo de "pudín de pasas" del átomo de Thomson.¿ Porq uée rai ncorrecto?

5.10 ¿Cómo modificó Goldstein el tubo de Crookes? ¿Qué hechos nuevos aprendió de ello?

5.11 ¿Quéi nformaciónn uevao btuvoR obertM illikan?

5.12 Describee la paratoy e le xperimentod eM illikan.

5.13 ¿Qué rayos nuevos descubrió Roentgen al utilizar un tubo de Crookes?

5.14 ¿Qué descubrió Becquerel? ¿Por qué los Curie se hicierona creedoresa p remiosN obel?

5.15 Describe las diferencias entre los rayos alfa, beta y gamma.

5.16 ¿Por qué la mayor parte de los rayos alfa atraviesan una láminad elgadad eo ro?

5.17 Cita tres observaciones realizadas por Marsden en el experimento de la laminilla de oro de Rutherford. Describe tres conclusiones de este experimento y el importantem odelod elá tomoq ues ef ormulóe ntonces.

5.18 Describe la constitución del átomo suponiendo que es delt amañod elS uperdomo.

El espectro electromagnético

5.19 Menciona tres o más formas de radiación electromagnética, en orden, de menor frecuencia que la luz visible.

5.20 Menciona tres formas de radiación electromagnética, en orden, de mayor frecuencia que la luz visible.

5.21 Menciona los colores de la luz visible, comenzando por el color de más alta frecuencia.

5.22 Describe la relación matemática entre la longitud de onda y la frecuencia, y define los símbolos que se utilizan.

5.23 ¿A qué forma de radiación se le suele llamar "luz negra"?

5.24 ¿A qué se debe que algunos objetos presenten fluorescencia?

5.25 Además de las microondas, ¿qué otra forma de radiación puede tener una longitud de onda de cerca de 1 cm?

5.26 ¿Qué forma de radiación electromagnética puede tener la frecuencia idónea para producir vibraciones moleculares? *Sugerencia*:E xaminal af igura5 .15.

5.27 Dispón estas radiaciones en orden de mayor a menor frecuencia:l uzv isible,U V,r adiod eo ndac orta.

5.28 ¿Cuál luz tiene longitud de onda más larga: la luz amarilla o la luz roja?

5.29 ¿Qué forma de radiación puede tener una longitud de onda de 3000 nm?

5.30 ¿Qué forma de radiación puede tener una longitud de onda de 90 cm?

5.31 Cierto teléfono inalámbrico funciona con una frecuencia de 900 MHz (9.00×10^8 Hz). ¿Es ésta una longitud de onda corta, mediana o larga de la parte del espectro electromagnéticoc orrespondientea TV/FM?

5.32 La banda X de los detectores de radar automovilísticos tiene una frecuencia de 10.50 a 10.55 GHz (1.050 a 1.055×10^{10} Hz). ¿Es ésta una longitud de onda corta, mediana o larga de la parte del espectro electromagnéticoc orrespondientea lr adar?

Electronese xcitadosy espectros

5.33 Explica el enunciado siguiente: "Cada elemento tiene un espectrod el íneasd iferente."

5.34 ¿Qué tipos de espectro producen el Sol y la luz azulosa de las lámparas de mercurio que suelen hallarse en los grandesl otesd ee stacionamiento?

5.35 ¿A la presencia de qué elemento se debe la flama amarilla dorada de los leños que arden en una chimenea? ¿Puedese xplicarp orq uée stáp resentee stee lemento?

5.36 ¿Qué elemento deben contener los compuestos que se emplean para producir fuegos artificiales y luces de Bengalad ec olorr ojo?

5.37 ¿Cuál es la relación (matemática) entre la energía y la frecuencia? Describe lo que le ocurre a la frecuencia a medidaq uel ae nergíaa umenta.

5.38 ¿Qué otro nombre se da a un pequeño paquete de energíal umínica?

5.39 ¿Qué elemento impartiría a los leños que arden un colorv erdeb rillante?

5.40 Se calentó un sustituto de la sal en una flama y se observó un color azul lavanda. ¿Qué elemento estaba presente?

Los electrones en los átomos

5.41 Describe las diferencias entre un átomo en su "estado basal"y e nu n" estadoe xcitado".

5.42 ¿Cómo explicó Niels Bohr el espectro de líneas del átomod eh idrógeno?

5.43 Cita cuatro formas de excitar los electrones de los átomos.

5.44 Define los términos (a) ion, (b) ionización, (c) energía dei onización.

5.45 Cuando un átomo emite luz, ¿qué cambio se ha producidod entrod elá tomo?

5.46 Cuando un electrón de un átomo absorbe un fotón, o cuanto de energía, ¿qué le ocurre al electrón?

5.47 ¿Cuál es el número *máximo* posible de electrones en los niveles de energía primero, segundo, tercer y cuarto de los átomos?

5.48 ¿Cuál es el nivel de energía de un átomo que se llena siempre primero?

5.49 Dibuja diagramas de Bohr e indica el número de electrones de valencia de los átomos de los elementos siguientes.

a. magnesio b. calcio c. nitrógeno
d. azufre e. flúor

5.50 Dibuja diagramas de Bohr e indica el número de electrones de valencia de los átomos de los elementos siguientes.

a. potasio b. aluminio c. carbono
d. oxígeno e. cloro

5.51 Dibuja diagramas de Bohr de los iones siguientes y explicae nq uéd ifierend el osá tomosc orrespondientes.

a. ionp otasio,K^+ b. ionc loruro,$C\,l^-$

5.52 Dibuja diagramas de Bohr de los iones siguientes y explicae nq uéd ifierend el osá tomosc orrespondientes.

a. ion calcio, Ca^{2+} b. ions ulfuro,S^{2-}

5.53 Con base en el concepto de Bohr de electrones en los átomos, explica por qué los electrones excitados se comportan más como si subieran los escalones de una escaleraq uec omos is ubieranu nac olina.

5.54 Con base en el concepto de Bohr de electrones en los átomos, explica por qué los electrones excitados se comportan más como los tonos de un piano u órgano que como los tonos que produce un violín o un violoncello.

5.55 En términos de electrones, ¿qué le debe ocurrir a un átomo para que forme iones con las cargas siguientes?

a. 1− b. 2+ c. 3+

5.56 En términos de electrones, ¿qué le debe ocurrir a un átomo para que forme iones con las cargas siguientes?

a. 1+ b. 2− c. 3−

5.57 Indica el número de electrones presentes en cada nivel (nos ubnivel)d ee nergíad el ose lementoss iguientes.

a. silicio b. fósforo c. aluminio
d. argón e. potasio

5.58 Indica el número de electrones presentes en cada nivel (nos ubnivel)d ee nergíad el ose lementoss iguientes.
a. carbono b. nitrógeno c. neón
d. calcio e. cloro

5.59 ¿Cómo alteraron el modelo del átomo las aportaciones deS chrödingery H eisenberg?

5.60 ¿En qué difiere el modelo de nube de carga del átomo respectoa lm odelod eB ohr?

Electrones de valencia y símbolos de Lewis

5.61 Con base en la tabla periódica, escribe los símbolos de Lewisd ep untosd el ose lementoss iguientes.
a. potasio b. boro c. nitrógeno
d. azufre e. cloro

5.62 Con base en la tabla periódica, escribe los símbolos de Lewisd ep untosd el ose lementoss iguientes.
a. litio b. aluminio c. fósforo
d. oxígeno e. bromo

5.63 Con base en la tabla periódica, escribe los símbolos de Lewis de puntos de los iones siguientes.
a. ionf luoruro,F^- b. ion calcio, Ca^{2+}
c. ions ulfuro,S^{2-}

5.64 Con base en la tabla periódica, escribe los símbolos de Lewis de puntos de los iones siguientes.
a. iony oduro,I^- b. ionm agnesio,Mg^{2+}
c. ion óxido, O^{2-}

Subniveles, orbitales y configuraciones electrónicas

5.65 Con respecto al segundo nivel de energía, describe los tipos de subniveles disponibles y el número de orbitales que hay en cada subnivel.

5.66 De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, ¿cuántos electrones pueden ocupar un orbital, y qué restriccioness ea plicana e sose lectrones?

5.67 En el caso de los elementos de transición, ¿qué subnivel se está llenando, y qué tiene de singular el orden de llenado?

5.68 En el caso de los elementos de transición interna, ¿qué subnivel se está llenando, y qué tiene de singular el ordend el lenado?

5.69 Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales en la forma de notación abreviada de los elementoss iguientes.
a. litio b. aluminio c. fósforo
d. oxígeno e. bromo

5.70 Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales en la forma de notación abreviada de los elementoss iguientes.
a. berilio b. boro c. nitrógeno
d. azufre e. cloro

5.71 Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales en la forma de notación abreviada los iones siguientes.(Comparac one lp roblema5 .63.)
a. ionf luoruro,F^- b. ion calcio, Ca^{2+}
c. ions ulfuro,S^{2-}

5.72 Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales en la forma de notación abreviada de los iones siguientes.(Comparac one lp roblema5 .64.)
a. iony oduro,I^- b. ionm agnesio,Mg^{2+}
c. ion óxido, O^{2-}

Estudiantes en acción

Un regalo para tus sentidos

Materiales y reactivos

- 5 vidrios de reloj
- 5 espátulas
- Cloruro de sodio (reactivo analítico)
- Cloruro de estroncio (reactivo analítico)
- Cloruro de litio (reactivo analítico)
- Cloruro de potasio (reactivo analítico)
- Ácido bórico (reactivo analítico)
- Metanol (alcohol metílico)
- Frasco gotero
- Encendedor largo

Procedimiento

1. Con una espátula distinta para cada caso, coloca aproximadamente 0.5 g de cada una de las sustancias (cloruro de sodio, cloruro de estroncio, cloruro de litio, cloruro de potasio y ácido bórico) en diferentes vidrios de reloj.
2. Agrega 2 o 3 gotas de metanol (alcohol metílico) sobre los cristales de los compuestos.
3. Acerca el encendedor a los vidrios de reloj y observa.

Resultados

Responde los cuestionamientos.

1. En términos de la teoría de Bohr, ¿qué pasa con las sustancias?

2. ¿Cuál es el significado de la producción de distintos colores? Explica en cada caso.

capítulo

6

Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos

CONTENIDO

6.1 Iones monoatómicos

6.2 Iones poliatómicos

6.3 Nombres y fórmulas de los compuestos iónicos

6.4 Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas

6.5 Cómo saber el nombre de un compuesto iónico a partir de su fórmula

6.6 Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales

6.7 Número de oxidación de los átomos en los compuestos poliatómicos

6.8 Nomenclatura de los ácidos y sus sales

6.9 Hidratos

6.10 Algunas sustancias químicas y sus usos

Cristales de tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$, fotografiados a través de un microscopio de luz polarizada.

Los químicos han identificado más de 25 millones de compuestos químicos, y la lista continúa en aumento. Cada compuesto tiene un nombre y una estructura específicos. Con un número tan grande de sustancias químicas, es indispensableu tilizaru nm étodos istemáticop arad arlesn ombrea t odase llas.

Son dos las clasificaciones principales de los compuestos químicos: orgánicos e inorgánicos. Aunque el carbono no es el elemento más abundante, existen más compuestos *diferentes* que contienen carbono que de cualquier otro elemento salvo el hidrógeno. El gran grupo de compuestos que contienen átomos de carbono, los productos químicos derivados del petróleo, los plásticos, las fibras sintéticas y muchos más, se clasifican como **sustancias químicas orgánicas**. Todos los demás compuestos son **sustancias químicas inorgánicas**. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) ha adoptado un sistema no ambiguo de nombres y fórmulas para las sustancias tanto orgánicas como inorgánicas.

En este capítulo estudiaremos la **nomenclatura química**, esto es, el sistema de nombres y fórmulas de las sustancias químicas inorgánicas. Antes de estudiar los temas subsiguientes, es preciso aprender a escribir rápida y correctamente las fórmulas y nombresq uímicosd es ustanciasc omol as ques ep resentane ne stec apítulo.

Conexión con el aprendizaje
Es necesaria una práctica diaria y constante para adquirir habilidad en la escritura de fórmulas químicas. Resuelve algunos problemas cada día.

6.1 Iones monoatómicos

Muchos compuestos son combinaciones de iones positivos y negativos. Para escribir los nombres y fórmulas de estos compuestos, antes debemos estar familiarizados con los nombres y fórmulas de los iones individuales. Los nombres de los iones positivos simples se derivan del nombre del elemento del que proceden, anteponiendo la palabra *ion*. Por ejemplo, un átomo de sodio, Na, que pierde su único electrón de valencia se convierte en un *ion* sodio, Na^+. De forma análoga, un átomo de magnesio, Mg, pierde fácilmente sus dos electrones de valencia para transformarse en un *ion* magnesio, Mg^{2+}. En la tabla 6.1 se muestran los nombres y símbolos de los cationes (iones positivos) más comunes. La carga del primer grupo de iones de cada columna de la tabla se puede predecir con base en la posición de los elementos en la tabla periódica.

Tabla 6.1 Símbolos y nombres de algunos cationes comunes

Cationes 1+		Cationes 2+		Cationes 3+ y 4+	
DEL GRUPO IA		DEL GRUPO IIA		DEL GRUPO IIIA	
Hidrógeno	H^+	Magnesio	Mg^{2+}	Aluminio	Al^{3+}
Litio	Li^+	Calcio	Ca^{2+}		
Sodio	Na^+	Estroncio	Sr^{2+}		
Potasio	K^+	Bario	Ba^{2+}		
OTROS		OTROS		OTROS	
Amonio	NH_4^+	Cinc	Zn^{2+}		
Plata	Ag^+	Cadmio	Cd^{2+}		
Cobre(I) o cuproso	Cu^+	Cobre(II) o cúprico	Cu^{2+}		
Mercurio(I) o mercuroso	Hg_2^{2+}	Mercurio(II) o mercúrico	Hg^{2+}		
		Cromo(II) o cromoso	Cr^{2+}	Cromo(III) o crómico	Cr^{3+}
		Manganeso(II) o manganoso	Mn^{2+}	Manganeso(III) o mangánico	Mn^{3+}
		Hierro(II) o ferroso	Fe^{2+}	Hierro(III) o férrico	Fe^{3+}
		Cobalto(II) o cobaltoso	Co^{2+}	Cobalto(III) o cobáltico	Co^{2+}
		Níquel(II) o niqueloso	Ni^{2+}	Níquel(III) o niquélico	Ni^{3+}
		Estaño(II) o estañoso	Sn^{2+}	Estaño(IV) o estánico	Sn^{4+}
		Plomo(II) o plumboso	Pb^{2+}	Plomo(IV) o plúmbico	Pb^{4+}

Losm etalesp ierdene lectronesp araf ormari onesp ositivosl lamados **cationes**. Losn om etalesg anane lectronesp araf ormari onesn egativosl lamados **aniones**.

Los nombres de los iones negativos simples con un solo tipo de átomo no metálico se derivan del nombre del elemento del que proceden, anteponiendo la palabra ion y cambiandol at erminaciónp or- *uro*. Por ejemplo:

- Un átomo de clo*ro*, Cl, gana con facilidad un electrón para formar un ion clor*uro*, Cl^-.
- Un átomo de azufre, S, gana con facilidad dos electrones para formar un ion sul*furo*, S^{2-}.
- Un átomo de fósforo, P, gana con facilidad tres electrones para formar un ion fos*furo*, P^{3-}.

En la tabla 6.2 se muestran los nombres y símbolos de los aniones (iones negativos) másc omunes.

Conexión con el aprendizaje
Practica asignando los nombres y símbolos específicos de todos los cationes y aniones incluidos en las tablas 6.1 y 6.2.

Es indispensable emplear el nombre preciso de un elemento o de su ion al hablar o escribir; sus propiedades son totalmente distintas. Por ejemplo, el sodio es un metal reactivo de color plateado; en cambio, los *iones* sodio, Na^+, son estables y no tienen

Tabla 6.2 Símbolos y nombres de algunos aniones comunes

Aniones 1−		Aniones 2−		Aniones 3− y 4−	
Peróxido*	O_2^{2-}	Óxido	O^{2-}	Nitruro	N^{3-}
Hidruro	H^-	Sulfuro	S^{2-}	Fosfuro	P^{3-}
Fluoruro	F^-	Seleniuro	Se^{2-}	Arseniuro	As^{3-}
Cloruro	Cl^-	Teluriuro	Te^{2-}	Carburo	C^{4-}
Bromuro	Br^-				
Yoduro	I^-				
Hidróxido	OH^-				
Hidrogenocarbonato (bicarbonato)	HCO_3^-	Carbonato	CO_3^{2-}		
Hidrogenosulfato (bisulfato)	HSO_4^-	Sulfato	SO_4^{2-}	Fosfato	PO_4^{3-}
Hidrogenosulfito (bisulfito)	HSO_3^-	Sulfito	SO_3^{2-}	Fosfito	PO_3^{3-}
Tiocianato	SCN^-	Tiosulfato	$S_2O_3^{2-}$		
Cianuro	CN^-				
Acetato	CH_3COO^- o $C_2H_3O_2^-$	Oxalato	$C_2O_4^{2-}$		
Nitrato	NO_3^-	Cromato	CrO_4^{2-}		
Nitrito	NO_2^-	Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$		
Permanganate	MnO_4^-				
Perclorato†	ClO_4^-				
Clorato†	ClO_3^-				
Clorito†	ClO_2^-				
Hipoclorito†	ClO^-				

* En el peróxido cada oxígeno tiene un número de oxidación de –1.

† Los iones con bromo o yodo en vez de cloro se nombran de forma análoga.

la apariencia ni se comportan como el sodio metálico. El cloro es un gas reactivo con el olor característico de las albercas; en cambio, los *iones* cloruro, Cl^-, son comunes en el agua salada y en el agua de mar, así como en los líquidos de las células animalesy v egetales.

Ten cuidado de no decir que una solución determinada contiene clo*ro* si lo que quieres decir es que contiene iones clor*uro*, ¡pues no son en absoluto lo mismo! Además,e vitae scribire ls ímbolod el *elemento* cuandot ui ntencións ear eferirtea l *ion*.

Relaciones periódicas entre los iones sencillos

En la Fig. 6.1 se muestran la relación periódica de algunos de los iones sencillos. Observa que los metales alcalinos del Grupo IA de la tabla periódica forman iones cuya carga es de 1+ (se suele escribir simplemente como un signo de más). El calcio y los demás metales del Grupo IIA forman iones con una carga de 2+. El aluminio y los demás metales del Grupo IIIA forman iones cuya carga es de 3+.

Cuando los elementos no metálicos ganan electrones se forman iones negativos. A los halógenos del Grupo VIIA les falta un electrón para tener un octeto de electrones; tienden a ganar un electrón para formar iones halogenuro con una carga de 1−. Al oxígeno y al azufre del Grupo VIA les hacen falta dos electrones para tener un octeto de electrones; tienden a ganar dos electrones para formar iones óxido, O^{2-}, y sulfuro, S^{2-}. El nitrógeno y el fósforo, del Grupo VA, tienden a ganar tres electrones para formar ionesn itruro,N^{3-}, y fosfuro, P^{3-}.

En su mayoría, los elementos de transición, esto es, los elementos de la región central de la tabla periódica, forman más de un tipo de ion; cada uno tiene su carga peculiar. Por ejemplo, el hierro forma dos iones diferentes: uno es Fe^{2+} y el otro Fe^{3+}. Hay dos métodos distintos para nombrar estos iones que tienen cargas múltiples. En uno de ellos, el nombre del metal va seguido inmediatamente por un número romano entre paréntesis que indica la carga del ion. Por ejemplo:

El ion Fe^{3+} sei dentificac omoh ierro(III);a lh ablar,d ecimos“ hierrot res”.
El ion Fe^{2+} sei dentificac omoh ierro(II);a lh ablar,d ecimos“ hierrod os”.

Figura 6.1 Relación periódica de algunos iones sencillos.

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H^+																	
Li^+														N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}											Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}				Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}					Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}			I^-	
Cs^+	Ba^{2+}										Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}				

El sistema Stock fue ideado por Alfred Stock (1876-1946), un químico alemán que se fue a vivir a Estados Unidos y enseñaba en la Universidad Cornell.

La IUPAC recomienda nombrar por este método, llamado **sistema Stock**, los compuestos con iones como éstos.

Un método más antiguo para nombrar ciertos iones metálicos, y que aún se utiliza hoy en día, identifica el ion de menor número de carga con el nombre en latín del elemento seguido de la terminación *–oso*. La terminación *–ico* identifica el ion de número de carga mayor. Así, por ejemplo, el ion Fe^{2+} se puede describir como un ion hierro(II) o como un ion ferroso, en tanto que el ion Fe^{3+} puede llamarse ion hierro(III) o ion férrico.

Los iones de mercurio plantean una situación especial. El ion mercúrico, o mercurio(II), se escribe Hg^{2+}, como es de esperar, pero el ion mercuroso, o mercurio(I), se indica en la tabla 6.1 como Hg_2^{2+} para indicar que los iones Hg+ existen siempre por pares.

Memoriza los nombres y símbolos de los diversos iones de los metales de transición y los demás cationes que se incluyen en la tabla 6.1.

EJEMPLO 6.1 Elementos, átomos y iones monoatómicos

Con ayuda de las tablas 6.1 y 6.2 y la tabla periódica, escribe los símbolos siguientes. Nota: ¡Memoriza las fórmulas de los iones de las tablas 6.1 y 6.2 lo más pronto posible!

(a) un átomo de cobre, un ion cobre(I) y un ion cúprico

(b) una molécula de bromo, un átomo de bromo y un ion bromuro

(c) una molécula de oxígeno, un átomo de oxígeno y un ion óxido

SOLUCIÓN

(a) Cu, Cu^+, Cu^{2+}. Los átomos no tienen carga; los iones sí. Consulta la tabla 6.1.

(b) Br_2, Br, Br^-.L asm oléculasd eb romos ond iatómicas.C onsultal as ección4 .4.

(c) O_2, O, O^{2-}. Las moléculas de oxígeno son diatómicas, el átomo es neutro y el ion óxido tiene una carga 2−.

EJERCICIO 6.1

(a) Escribel oss ímbolosd eln itrógenog aseosoy d eu ni onn itruro.

(b) Escribe los símbolos de un átomo de azufre de un ion sulfuro.

(c) Escribe los símbolos de un átomo de níquel y de un ion níquel(II).

6.2 Iones poliatómicos

Los **iones poliatómicos** son aquéllos en los que hay un agrupamiento de dos o más átomos que tienen una carga global. El ion amonio, NH_4^+, y el ion nitrato, NO_3^-, son dos ejemplos. Aunque se incluyen muchos iones poliatómicos en la tabla 6.2, advierte que el ion amonio es el único catión poliatómico que aparece en la tabla 6.1. Cuando una molécula de amoniaco neutra, NH_3, captura un ion hidrógeno, se forma un ion amonio, NH_4^+. La información siguiente te ayudará a memorizar los nombres y fórmulas de los anionesp oliatómicosd el at abla6 .2.

1. Losi onesc ons ufijos *-ato* e *-ito* contienená tomosd eo xígeno.

   Ejemplos: nitrato,N O_3^-, y nitrato, NO_2^-.

2. Un ion que lleva el sufijo *-ito* tiene un átomo de oxígeno menos que el ion correspondientec one ls ufijo *-ato*.

   Ejemplos: ion sulfato, SO_4^{2-}, y ion sulfito, SO_3^{2-}; ion nitrato, NO_3^-, y ion nitrito, NO_2^-.

3. Advertencia: no todos los iones que llevan el sufijo *-ato* tienen el mismo número de átomos ni la misma carga. Esto también es aplicable a los iones con el sufijo *-ito*.

Ejemplos: Compara un ion nitrato, NO_3^-, con un ion sulfato, SO_4^{2-}; compara un ion nitrito, NO_2^-, con un ion sulfito, SO_3^{2-}.

4. Elp refijo *bi-* enl osi onesp oliatómicoss ignificah idrógeno,n oe ln úmero2 .

   Ejemplos: ion bicarbonato, HCO_3^-, y ion bisulfato, HSO_4^{2-}. El prefijo *bi-* tambiéns el eec omoh idrógeno;e lb icarbonatoe st ambiénh idrogenocarbonato.

5. Un anión con el prefijo *per-* contiene un átomo de oxígeno más que el ion *-ato* ion correspondiente.

   Ejemplos: ionp erclorato,C lO_4^-, y ion clorato, ClO_3^-.

6. Un anión con el prefijo *hipo-* (“debajo” en griego) contiene un átomo de oxígeno menos que el ion *-ito* correspondiente.

   Ejemplos: ionh ipoclorito,C lO^-, y ion clorito, ClO_2^-.

7. Elp refijo *tio-* identifical ap resenciad ea zufree nv ezd eo xígeno.

   Ejemplos: ion sulfato, SO_4^{2-}, y ion tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$; ion cianato, OCN^-, y ion tiocianato,S CN^-.

Conexión con el aprendizaje

ClO_4^-	perclorato
ClO_3^-	clorato
ClO_2^-	clorito
ClO^-	hipoclorito

Es necesario que memorices los nombres y fórmulas de los iones incluidos en las tablas 6.1 y 6.2. Aprende a indicar ya sea la fórmula o el nombre de cada ion, como se muestrae nl ose jemploss iguientes.Q uizán ecesitesp racticarm ucho.

EJEMPLO 6.2 Iones poliatómicos

Véanse los problemas 6.1-6.10.

Escribe ya sea la fórmula o el nombre de los iones siguientes, según el caso.

(a) ion amonio **(b)** ionb icarbonato **(c)** ions ulfato
(d) ion sulfito **(e)** PO_4^{3-} **(f)** $Cr_2O_7^{2-}$

SOLUCIÓN

Por ahora, responde con ayuda de las tablas 6.1 y 6.2, pero es necesario que aprendas a escribir todo esto sin usar las tablas.

(a) iona monio, NH_4^+ **(b)** ionb icarbonato, HCO_3^-
(c) ions ulfato, SO_4^{2-} **(d)** ion sulfito, SO_3^{2-}
(e) PO_4^{3-}, ionf osfato **(f)** $Cr_2O_7^{2-}$, iond icromato

EJERCICIO 6.2

Escribe lasf órmulasd el osi oness iguientes.

(a) cromato **(b)** perclorato
(c) hipoclorito **(d)** carbonato

6.3 Nombres y fórmulas de los compuestos iónicos

Para *nombrar* un compuesto iónico, escribe primero el nombre del anión, en seguida la conjunción de y finalmente el nombre del catión. Por ejemplo, el compuesto formado por iones magnesio y iones cloruro se llama cloruro de magnesio (Fig. 6.2). En todo compuesto iónico, la carga total de todos los iones positivos (cationes) debe ser igual a lac argat otald et odosl osi onesn egativos(aniones).

Todos los compuestos son neutros; la carga global es cero.

Mientras aprendes a escribir las fórmulas químicas de los compuestos, te será de ayuda escribir primero la fórmula del catión con su carga y luego la del anión con su

Figura 6.2 El cloruro de magnesio, $MgCl_2$, es un sólido cristalino blanco soluble en agua. Se usa, entre otras cosas, para preparar madera a prueba de fuego, en cerámica, como lubricante de hilos y en la fabricación de papel.

carga, antes de escribir la fórmula final. Una vez más, la suma de todas las cargas positivas y negativas debe ser igual a cero.

Cuando las cargas de los iones son iguales

Ejemplos: Óxidod ec alcioy n itrurod ea luminio

Cuando la carga de un catión individual es igual que la carga del anión (como 2+ y 2−), la fórmula se escribe simplemente con un ion de cada clase. Por ejemplo, la fórmula del óxido de calcio es CaO, con un ion de cada clase, porque la carga positiva, 2+, es igual a la carga negativa, 2−.

Un ion Ca^{2+} tiene la misma carga que un ion O^{2-}; por tanto, la fórmula es CaO, óxido dec alcio.

De modo análogo, la fórmula del nitruro de aluminio se escribe AlN, con un ion de cada tipo, porque la carga del ion aluminio, Al^{3+}, es igual a la carga del ion nitruro, N^{3-}. Para escribir fórmulas de compuestos formados a partir de iones se emplea la proporción de números enteros más simple. Si no hay subíndice, se sobrentiende que es uno. Por ejemplo, en el CaO y el AlN las proporciones de iones más simples son de 1 a 1. No se muestranl oss ubíndices;s es obrentiendeq ues onu no.

Cuando las cargas no son iguales

Ejemplos: Clorurod ec alcioy n itrurod ep otasio

En el compuesto cloruro de calcio, un ion calcio, Ca^{2+}, se combina con dos iones cloruro, Cl^-, para conservar la neutralidad eléctrica en el compuesto. Esta proporción se indica en la fórmula $CaCl_2$ empleando el subíndice 2 después de Cl; este subíndice se aplica exclusivamentea lC l,n oa lC a.R esumiendo,

Un ion Ca^{2+} tiene la misma carga que dos iones Cl^-; la fórmula es $CaCl_2$, cloruro de calcio.

En las fórmulas químicas no se muestran las cargas de los iones. Asimismo, se sobrentiende un subíndice de 1 cuando no aparece ningún otro número en la posición del subíndice. En la fórmula $CaCl_2$ se sobrentiende que el ion calcio lleva el subíndice 1, pero el 2 del cloro se escribe explícitamente: $CaCl_2$, no Ca_1Cl_2. La fórmula $CaCl_2$ indica la presencia de tres iones en total, da la proporción de iones calcio y cloruro (1 a 2) y representa el compuesto: cloruro de calcio. Así pues, la fórmula es una forma simbólica de mostrar un compuesto con un ion Ca^{2+} y dos iones Cl^-.

Conexión con el mundo real
Cada año se consumen más de 1.5 millones de toneladas de $CaCl_2$ para deshielo de caminos, control de polvo, perforación de pozos de petróleo y gas y como aditivo para concreto.

Este mismo procedimiento para escribir fórmulas es aplicable siempre que la carga de uno de los iones es un múltiplo sencillo de la carga del otro ion. Por ejemplo, la fórmula deln itrurod ep otasioe sK_3N.

Tres iones K^+ tienen la misma carga que un ion N^{3-}; la fórmula es K_3N, nitruro de potasio.

En los ejemplos que siguen se ilustra un procedimiento en tres pasos para escribir fórmulas, el cual resulta especialmente útil cuando la carga de un ion no es un múltiplo

sencillo de la carga del otro ion. Es indispensable que memorices las cargas de los iones comunes; por ahora, y hasta que lo hagas, quizá necesitarás consultar las tablas 6.1 y 6.2 para conocer las cargas de los iones.

Figura 6.3 El óxido de aluminio, Al_2O_3, es un polvo blanco que funde a 2030°C. Entre sus usos se cuentan la producción de aluminio metálico, de abrasivos, cerámica, papel y gemas artificiales.

EJEMPLO 6.3 Fórmulas químicas con iones monoatómicas

Escribe laf órmulaq uímicad eló xido dea luminio(Fig.6 .3).

SOLUCIÓN

- **PASO I** Escribe los símbolos químicos (con carga) del catión y del anión, con el catióne np rimert érmino.

$$Al^{3+} \text{ y } O^{2-}$$

- **PASO 2** Determina el número más pequeño de iones de cada tipo que se necesitan para dar una carga global de cero. Primero, calcula el *mínimo común múltiplo* (MCM) de las cargas de los iones, sin tener en cuenta los signos. En el caso de Al^{3+} y O^{2-}, con cargas de 3+ y 2−, el MCM es $3 \times 2 = 6$. Divide el MCM entre la carga del ion para calcular el número de iones que necesitas.

Sen ecesitand osi ones Al^{3+}: $\dfrac{\text{MCM}}{\text{Carga del ion}} = \dfrac{6}{3} = 2$ No tomes en cuenta los signosa lc alculare l MCM

Sen ecesitant resi onesO $^{2-}$: $\dfrac{\text{MCM}}{\text{Carga del ion}} = \dfrac{6}{2} = 3$

- **PASO 3** Escribe la fórmula química con los subíndices apropiados para que el compuesto sea neutro en términos de carga. En el caso del óxido del aluminio, su fórmula es:

$$Al_2O_3.$$

Porú ltimo,c ompruebae lr esultado:2 $Al^{3+} + 3\ O^{2-} = 2(+3) + 3(-2) = 0$

El **mínimo común múltiplo** es el número entero más pequeño entre el que se pueden dividir ambos números de carga. Excluye los signos.

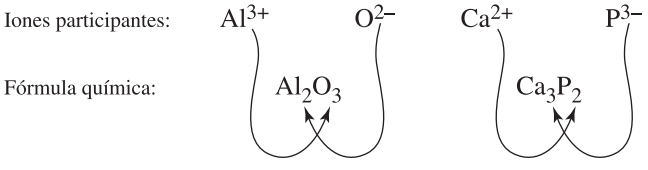
EJERCICIO 6.3

(a) Escribe laf órmulaq uímicad el sulfurod ea luminio.

(b) Escribe la fórmula química del óxido de cromo(III), que se emplea como pigmentov erdee nc erámica.

En el paso 2 del ejemplo 6.3 se utilizó un MCM de 6 para saber que se necesitarían dosi onesa luminiop orc adat resi onesó xidop arae scribirl af órmula.

Ahora que ya sabes *por qué* se emplean los subíndices 2 y 3, es probable que el siguiente "atajo" te resulte útil al escribir fórmulas cuando la carga de uno de los iones *no* es un múltiplo sencillo de la carga del otro ion. Advierte que el subíndice que se coloca después de uno de los iones es igual que el valor numérico (sin considerar el signo) de la carga del otro ion, como se muestra en los ejemplos que siguen.



EJEMPLO 6.4 Fórmulas químicas con base en el MCM

Escribel af órmulaq uímicad eln itrurod em agnesio.

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Escribe los símbolos químicos (con carga) del catión y del anión, con el catióne np rimert érmino.

$$Mg^{2+} \quad y \quad N^{3-}$$

- **PASO 2** Determina el número más pequeño de iones de cada tipo que se necesitan para dar una carga global de cero. Para ello, encuentra el número entero más pequeño entre el que ambos números de carga son divisibles: el MCM. En el caso de Mg^{2+} y N^{3-} el MCM es $2 \times 3 = 6$. (No tomes en cuenta los signos.)

$$\text{Sen ecesitant resi onesM } g^{2+}: \quad \frac{\text{MCM}}{\text{Carga del ion}} = \frac{6}{2} = 3$$

$$\text{Sen ecesitand osi onesN }^{3-}: \quad \frac{\text{MCM}}{\text{Carga del ion}} = \frac{6}{3} = 2$$

- **PASO 3** Escribe la fórmula química con los subíndices apropiados para que el compuestos ean eutroe nt érminosd ec arga.L af órmulac orrectae s

$$Mg_3N_2.$$

Porú ltimo,c ompruebae lr esultado:$3\ M\ g^{2+} + 2\ N^{3-} = 3(+2) + 2(-3) = 0$.

EJERCICIO 6.4

(a) Escribel af órmulaq uímicad ela rseniurod eb ario.

(b) Escribe la fórmula química del sulfuro de estaño(IV), que se emplea como pigmentod oradod ei mitación.

6.4 Uso de paréntesis en la escritura de fórmulas químicas

Los iones poliatómicos —los que contienen más de un tipo de átomo— se encierran entre paréntesis cuando está presente más de una unidad del ion.

Al escribir la fórmula química de un compuesto que contiene un ion poliatómico, el ion se encierra entre paréntesis seguidos de un subíndice que indica el número de iones poliatómicosp resentes.

Esta regla sobre el uso de paréntesis debe seguirse invariablemente, a menos que el subíndice sea (1), que no se escribe, en cuyo caso no se necesitan paréntesis. Por ejemplo, para escribir la fórmula del dicromato de amonio con los iones NH_4^+ y $Cr_2O_7^{2-}$ se necesitan dos iones amonio por cada ion dicromato a fin de que las cargas sean iguales (Fig. 6.4).

Dos iones NH_4^+ balancean un ion $Cr_2O_7^{2-}$, así que la fórmula es $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Análogamente, para escribir la fórmula del fosfato de magnesio con los iones Mg^{2+} y PO_4^{3-} se necesitan tres iones magnesio por cada dos iones fosfato para conseguir la neutralidad. Ene stec aso,e lm ínimoc omúnm últiploe s6 .

Figura 6.4 El dicromato de amonio, $(NH_4)_2Cr_2O_7$, es un sólido cristalino de color naranja que se emplea en la tinción de telas, en la preparación del cuero, en fotografía y en pirotecnia.

Tres iones Mg^{2+} balanceand osi onesP O_4^{3-}, así que la fórmula es $Mg_3(PO_4)_2$.

Advierte que el magnesio (un ion monoatómico) no se encerró entre paréntesis; en cambio, el fosfato (un ion poliatómico) se encerró entre paréntesis antes de escribir el subíndice.

Ale scribirf órmulasq uímicas, *no* seu sanp aréntesisd onden os en ecesitan.

1. Los paréntesis no se usan a menos que vayan seguidos de un subíndice. Por ejemplo:
   con Ca^{2+} y SO_4^{2-},e scribe $CaSO_4$, no $Ca(SO_4)$;
   con NH_4^+ y SO_4^{2-},e scribe $(NH_4)_2SO_4$, no $(NH_4)_2(SO_4)$.

2. Los iones monoatómicos no se encierran entre paréntesis en las fórmulas. Por ejemplo:
   con Ca^{2+} y Cl^-,e scribe $CaCl_2$, no $Ca(Cl)_2$;
   con Al^{3+} y Cl^-,e scribe $AlCl_3$, no $Al(Cl)_3$;
   con Al^{3+} y SO_4^{2-},e scribe $Al_2(SO_4)_3$, no $(Al)_2(SO_4)_3$.

Sigue los pasos descritos en los ejemplos de este capítulo, y practica la escritura de fórmulas químicas mientras resuelves los ejercicios complementarios y los problemas delf inald elc apítulo.

EJEMPLO 6.5 Uso de paréntesis en las fórmulas

Escribe las fórmulas químicas para los siguientes compuestos:

(a) hidróxidod ec obalto(III)

(b) clorurod ec obalto(II)

SOLUCIÓN

(a) ■ **PASO 1** Escribe los símbolos químicos (con carga) del catión y del anión, con el catión en primer término.

$$Co^{3+} \quad y \quad OH^-$$

■ **PASO 2** Determina el número más pequeño de iones de cada tipo que se necesitan para dar una carga global de cero. En este caso, son necesarios un ion Co^{3+} y tres iones OH^-.

■ **PASO 3** Escribe la fórmula química con los subíndices apropiados para que el compuesto sea neutro en términos de carga. La fórmula correcta es $Co(OH)_3$. Observa que el ion hidróxido está encerrado entre paréntesis y va seguido del subíndice 3. Por tanto, cada unidad formular contiene un átomo de cobalto, tres átomos de oxígeno y tres átomos de hidrógeno. Ahora, comprueba el resultado:1 C o^{3+} + 3 OH^- = 1(+3) + 3(−1) = 0.

(b) La fórmula del cloruro de cobalto(II) es $CoCl_2$, sin paréntesis; no contiene iones poliatómicos. ▮

Conexión con el aprendizaje
Probablemente necesitarás practicar mucho para hacerte experto en escribir con rapidez fórmulas y nombres de sustancias químicas, pero estas destrezas serán necesarias para trabajar en los temas y problemas de los capítulos subsiguientes.

EJERCICIO 6.5

Véanse los problemas 6.11-6.14.

Escribe lasf órmulasq uímicasd el osc ompuestoss iguientes.

(a) nitratod eh ierro(III)

(b) sulfatod eh ierro(III)

(c) sulfurod eh ierro(III)

6.5 Cómo saber el nombre de un compuesto iónico a partir de su fórmula

Para escribir el nombre de un compuesto iónico cuando se conoce la fórmula, basta con escribir el nombre del ion negativo primero, luego la conjunción de y finalmente el nombre del ion positivo, como se muestra en el ejemplo que sigue. Luego, resuelve el ejercicio 6.6.

EJEMPLO 6.6 Nombres de compuestos iónicos

¿Cuál es el nombre del compuesto K_2S?

SOLUCIÓN

El compuesto contiene dos iones potasio, K^+, y un ion sulfuro, S^{2-}. El compuesto es el sulfuro dep otasio.

EJERCICIO 6.6

Nombral osc ompuestos **(a)** $CaCl_2$, **(b)** $Zn(NO_3)_2$ y **(c)** Na_2SO_4.

Figura 6.5 Las brocas de barrena y buriladoras revestidas de nitruro de titanio(III) tienen una duración varias veces mayor que las brocas normales; son especialmente deseables para trabajar con metales. (Véase el ejercicio 6.7.)

Si uno de los dos iones tiene carga variable, como Fe(II) y Fe(III) o Sn(II) y Sn(IV), por ejemplo, el nombre debe identificar explícitamente el ion que está presente. Se puede usar el nombre del sistema Stock, cloruro de hierro(II), o el nombre más antiguo, cloruro ferroso, pero es incorrecto referirse al compuesto simplemente como cloruro de hierro,p uese su nn ombrei ndefinidoy ,p orc onsiguiente,i ncorrecto.

Cuando el catión puede tener más de una carga, es posible que el valor de ésta no sea obvio. Recuerda que la suma de todas las cargas positivas y negativas debe ser cero. Si la carga de un ion positivo es variable, primero establece la carga negativa total (la carga del ion negativo multiplicada por el número de iones negativos que participan). La carga positiva total debe ser igual a la carga negativa total porque los compuestos son neutros. Divide la carga positiva total entre el número de iones positivos que aparecen en la fórmula para obtener la carga del catión.

Por ejemplo, $Sn(SO_4)_2$ contiene un ion estaño, pero hay dos cargas posibles. Para saber cuál es la carga del ion estaño, primero establece la carga negativa de dos iones sulfato: $2(-2) = -4$. La carga positiva total debe ser, por tanto, $+4$. Divide esta carga totale ntree ln úmerod ei onese staňod elc ompuesto.E ne stec aso,

$$\frac{\text{Carga positiva total } +4}{1 \text{ ion positivo}} = +4$$

El catión es Sn^{4+}. El nombre del compuesto es sulfato de estaño(IV) o sulfato estánico.

EJEMPLO 6.7 Nombres de compuestos iónicos

¿Cuál es el nombre del compuesto FeS?

Conexión con el aprendizaje
El nombre *sulfuro de hierro* es inaceptable, pues no es definido.

SOLUCIÓN

Hay dos tipos de iones hierro, Fe^{2+} y Fe^{3+}. Hay un ion sulfuro, S^{2-}, por cada ion hierro de la fórmula, de modo que el ion hierro de este compuesto debe ser Fe^{2+}, conocido como hierro(II) o ferroso. El nombre del FeS es sulfurod eh ierro(II) o sulfurof erroso.

EJERCICIO 6.7

Véanse los problemas 6.15-6.22.

(a) Nombra el compuesto $Fe_2(SO_4)_3$, que se emplea en pigmentos y en la tinción de telas.

(b) Nombra el compuesto TiN, que se utiliza en ciertas brocas de barrena y buriladoras. (Fig. 6.5)

6.6 Nombres y fórmulas de compuestos binarios de no metales

Se forma un compuesto covalente (molecular) binario cuando los átomos de dos elementos no metálicos comparten uno o más pares de electrones. El dióxido de carbono y el monóxido de carbono son dos ejemplos. Al nombrar compuestos de este tipo, habitualmente se nombra primero el elemento del compuesto que está más cerca del flúor en la tabla periódica. Por ejemplo, en un compuesto de nitrógeno y oxígeno, el oxígeno precede al nitrógeno en el nombre, aunque no en la fórmula. En los casos en que hay incertidumbre, la IUPAC ha establecido el siguiente orden de preferencia para decidir cuál no metal se nombra primero.

$$B > Si > C > P > N > H > S > I > Br > Cl > O > F$$

El número de átomos de cada elemento presentes en la molécula se indican mediante un prefijo griego (Tabla 6.3). En general, el prefijo mono- se omite respecto al primer elemento de un compuesto, a menos que esto origine un nombre ambiguo. De acuerdo con las normas de la IUPAC, la última "o" de mono- y la última "a" de tetra, penta, etc., se eliminan cuando el prefijo va unido a un nombre que comienza con la letra "o". Así, por ejemplo, monóxido de carbono *no* se escribe monóxido de monocarbono.

En el caso de los compuestos binarios, los que tienen dos tipos de átomos, el segundo elemento del compuesto lleva el sufijo -uro , e *–ido* cuando se trata del oxígeno. Por ejemplo, SO_2 es dió*xido* de azufre. En la tabla 6.4 se indican los nombres y fórmulas de varios compuestos covalentes binarios. Dos compuestos moleculares binarios muy conocidos que conservan sus nombres tradicionales son el agua, H_2O, y el amoniaco, NH_3. Otros ejemplos son el óxido nítrico, NO, y el óxido nitroso, N_2O (también conocido comog ash ilarante),q uel osd entistase mpleanc omoa nestésico.

Tabla 6.3 Prefijos griegos que se emplean en los nombres químicos

Número	Prefijo
1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	hexa-
7	hepta-
8	octa-
9	nona-
10	deca-
12	dodeca-
14	tetradeca-

Nombres tradicionales de compuestos moleculares comunes
Agua, H_2O
Amoniaco, NH_3
Óxido nítrico, NO
Óxido nitroso, N_2O

Figura 6.6 La cabeza de los fósforos que se encienden al frotarlos sobre cualquier superficie contiene trisulfuro de tetrafósforo, P_4S_3.

EJEMPLO 6.8 Nombres de compuestos covalentes binarios

Escribe un nombre apropiado cuando se indica la fórmula. Escribe la fórmula cuando se indicae ln ombre.

(a) pentóxidod ed initrógeno

(b) tetraclorurod ec arbono

(c) NO_2

(d) P_4S_3; se emplea en los fósforos que encienden al frotarlos sobre cualquier superficie (Fig. 6.6).

Tabla 6.4 Compuestos binarios de no metales

	Fórmula	Nombre		Fórmula	Nombre
Carbono	CO	Monóxido de carbono*	Nitrógeno	NO	Monóxido de nitrógeno †
	CO_2	Dióxido de carbono		NO_2	Dióxido de nitrógeno
	CS_2	Disulfuro de carbono		N_2O	Monóxido de dinitrógeno ‡
	CCl_4	Tetracloruro de carbono		N_2O_3	Trióxido de dinitrógeno
Azufre	SO_2	Dióxido de azufre		N_2O_5	Pentóxido de dinitrógeno
	SO_3	Trióxido de azufre	Fósforo	PBr_3	Tribromuro de fósforo
	SF_6	Hexafluoruro de azufre		PCl_5	Pentacloruro de fósforo

* La "o" final de mono- se omite cuando va unida a óxido.

† El prefijo mono- se omite en el caso del primer elemento. El NO también se llama óxido nítrico.

‡ El N_2O también se llama óxido nitroso.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Óxido nítrico, memoria y envejecimiento:¿ están relacionados?

Por todo el cuerpo humano se producen moléculas sencillas de óxido nítrico, NO, constituidas por un solo átomo de nitrógeno unido a un átomo de oxígeno. El óxido nítrico actúa como mensajero biológico e interviene en diversas funciones biológicas. El sistema inmunológico lo emplea para combatir las infecciones. Puede provocar la dilatación de los vasos sanguíneos y regular así la presión sanguínea y la erección del pene. También desempeña un papel en la emisión y recepción de señales nerviosas.

Los neurocientíficos, las personas que estudian la forma como el cerebro transmite y guarda información, han reportado información que sugiere que el NO puede ser una molécula mensajera que interviene en la memoria, la organización espacial y el aprendizaje. A mediados de los años ochenta, los científicos descubrieron que ciertas células del sistema inmunitario utilizan el NO como agente de autodefensa química, pues emiten dosis tóxicas de NO para matar bacterias y otros agentes nocivos.

Investigadores británicos encontraron que el NO impide la elevación excesiva de la presión sanguínea. El tejido que reviste las paredes interiores de los vasos sanguíneos (el *endotelio*) libera NO para relajar los músculos de los vasos. Esto provoca su dilatación, con el consecuente descenso de la presión sanguínea. Otros investigadores descubrieron que el NO combate la aglomeración de células sanguíneas que obstruye las arterias. También se encontró que el endotelio de los pacientes con aterosclerosis (endurecimiento de las arterias) produce menos NO que las arterias normales. Ahora, la meta que se persigue es el descubrimiento de fármacos que liberen NO lentamente y mantengan el flujo de la sangre hacia el corazón.

El óxido nítrico también tiene un aspecto negativo. Se sospecha que es uno de los culpables de varios padecimientos como la hemofilia, el cáncer de colon y la enfermedad de Alzheimer. Los investigadores estudian la relación entre el NO y el proceso de envejecimiento en conjunto, con la esperanza de poder retardarlo.

Investigadores de la Universidad Johns Hopkins de Baltimore encontraron que se produce NO en el *hipocampo*, que actúa como importante centro de regulación del aprendizaje y la memoria. Su hipótesis es que el NO actúa como una de las claves del sistema de comunicación interna del cerebro. De ser esto correcto, las investigaciones subsiguientes sobre el NO podrían llevar a descubrir fármacos capaces de ayudar a las personas con capacidades declinantes de aprendizaje y de memoria, lo ques ea sociaa l ae nfermedadd e Alzheimer.

Los expertos advierten que una deficiencia de NO puede ser peligrosa, pero un exceso de esta sustancia llega a ser tóxico.

El premio Nobel de 1998 fue otorgado a investigadores que descubrieron importantes funciones del óxido nítrico, NO, en el sistema cardiovascular.

De hecho, es posible que durante un ataque de apoplejía algunas células del cerebro liberen suficiente NO para matar otras células cerebrales. Las investigaciones con ratas ya han demostrado que ciertas sustancias químicas bloquean la producción de NO en el cerebro y, por tanto, reducen en grado importante el daño causado por un ataque de apoplejía. Esto sugiere que podría haber fármacos, útiles en las salas de emergencia de los hospitales, capaces de bloquear la producción de NO en las víctimas de apoplejía, para de esta manera reducir los daños.

Investigadores del Instituto Scripps de California, junto con un bioquímico de Ohio, informaron en 1997 que habían establecido la compleja estructura molecular de la enzima que elabora NO a partir de L-arginina (un aminoácido) y otras sustancias químicas. Los farmacólogos sugieren que es posible desarrollar fármacos que regulen la producción de NO. Esto sería una muy buena noticia para las víctimas de ataques de apoplejía y para las personas con padecimientos cardiacos o respiratorios, hipertensión arterial, cáncer, enfermedades de Alzheimer y de Huntington, y diversos trastornos en los que hay pérdida de la memoria.

Nota: Se recomiendan las lecturas adicionales siguientes:

"Bioinorganic Reactions of Nitric Oxide …", *Chemical & Engineering News*, 6 de mayo de 1996, págs. 38-42.

"Biological Roles of Nitric Oxide", *Scientific American*, mayo de 1992, págs. 68-77.

"Crystal Structure Offers Clues to Nitric Acid Regulation", *Chemical & Engineering News*, 20 de octubre de 1997, pág. 12.

"Neural Eavesdropping", *Scientific American*, mayo de 1992, pág. 16.

"NO Delivery", *Chemistry* (ACS), otoño de 2000, pág. 4.

"NO News is Good News", *Science*, diciembre de 1992, págs. 1862-3.

SOLUCIÓN

Losp refijosg riegosi ndicane ln úmerod eá tomosp articipantes.

(a) N_2O_5

(b) CCl_4

(c) dióxidod en itrógeno

(d) trisulfurod et etrafósforo

EJERCICIO 6.8

(a) Escribe lasf órmulasq uímicasd eló xidon itrosoy d elt etróxidod ed initrógeno.

(b) Escribe lasf órmulasq uímicasd ela moniacoy d elt rióxidod ea zufre.

Véanse los problemas 6.23-6.26.

6.7 Número de oxidación de los átomos en los compuestos poliatómicos

En las secciones 6.1 y 6.3 se estudiaron las cargas específicas de iones monoatómicos como Na^+, Mg^{2+} y Cl^-. En los compuestos poliatómicos estos iones individuales tienen cargas específicas, pero no hay una carga iónica claramente mensurable asociada con los átomos de un ion poliatómico. Por ejemplo, en el compuesto nitrato de sodio, $NaNO_3$, el sodio tiene una carga de 1+, y el ion nitrato, una carga de 1−, pero no hay una carga iónica en el nitrógeno porque éste está unido de forma covalente con los átomos de oxígeno. No obstante, se puede establecer la "carga aparente" que parece estar asociadac one ln itrógenoe ne lc ompuesto.

Las cargas de los iones sencillos y las "cargas aparentes" que se asignan a los átomos dentro de los compuestos se llaman **números de oxidación**. El número de oxidación, también conocido como **estado de oxidación**, de un átomo sirve para llevar la cuenta de los electrones en un sistema de contabilidad electrónica. En ocasiones resulta útil comparar los estados de oxidación de un elemento como el cloro, por ejemplo, que varían ampliamente de un compuesto a otro. También muchos metales de transición tienen varios estados de oxidación. Por ejemplo, el manganeso tiene seis estados de oxidación, cada uno de un color diferente, como se muestra en la tabla 6.5 y en la Fig. 6.7.

Considere las reglas siguientes para asignar números de oxidación a un elemento dentro de un ion o un compuesto.

Reglasp araa signar números deo xidación

1. A todo *elemento* unido consigo mismo se le asigna un número de oxidación de cero. Ejemplos: K, Fe, H_2, O_2.
2. En un *compuesto*, la suma de todos los números de oxidación de todos los átomos esc ero.
3. En un *ion poliatómico*, la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a la carga del ion.
4. A todos los *iones monoatómicos* se les asignan números de oxidación iguales a la carga de los iones. Ejemplo: el número de oxidación de un ion K^+ es +1.
5. Cuando un compuesto o ion contiene *oxígeno*, por lo regular tiene un número de oxidación de −2. (Son excepciones los peróxidos, como H_2O_2, en los que el oxígeno tiene un número de oxidación de −1.)

Tabla 6.5 Números de oxidación del manganeso

Ion o compuesto	Estado de oxidación del manganeso	Color
MnO_4^-	+7*	Púrpura
MnO_4^{2-}	+6	Verde oscuro
MnO_3^-	+5	Azul claro
MnO_2	+4	Pardo (sólido)
MnO^{3+}	+3	Violeta rosado
MnO^{2+}	+2*	Rosado

* Estados de oxidación más estables.

Figura 6.7 Se forman iones MnO_4^- de color púrpura cuando se oxidan iones MnO_4^{2-} de color verde (con el manganeso en un estado de oxidación de +6) para dar iones MnO_4^- (con el manganeso en un estado de oxidación de +7).

6. El *hidrógeno* tiene normalmente un número de oxidación de +1, salvo en los hidrurosm etálicos,c omoN aHy L iAlH_4, donde H es −1.

Al establecer el número de oxidación de un átomo específico de un compuesto o ionp oliatómico,r esultaú tild ividire lp rocedimientoe nt resp asos.

▼ Reflexiona detenidamente por pasos

Cómo establecer el número de oxidación

1. Anota los números de oxidación conocidos de los átomos que aparecen en la fórmula.
2. Multiplica el número de oxidación de cada elemento por el subíndice apropiado que se indica en la fórmula. Anota estos números de oxidación totales debajo de los símbolosc orrespondientesd el af órmula.
3. Escribe una ecuación sencilla donde la suma de todos los números de oxidación sea igual a la carga del ion, o igual a cero en el caso de un compuesto. (Representa con un símbolo el número de oxidación desconocido, multiplicado por el número de átomos dele lementoe nc uestión.)D espejae ln úmerod eo xidaciónf altante.

Practica el uso de estas reglas y pasos para establecer números de oxidación en los ejemplosy e jercicioss iguientes.

EJEMPLO 6.9 Números de oxidación en compuestos

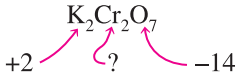
¿Cuál es el número de oxidación del cromo en el dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$?

SOLUCIÓN

■ **PASO I**

Átomo	Número de oxidación
K	+1
Cr	Cr (desconocido = x)
O	−2

■ **PASO 2** Númerosd eo xidaciónt otales



■ **PASO 3**

$$+2 + 2x + (-14) = 0$$
$$2x = +12$$
$$x = +6$$

La suma de todos los números de oxidaciónd eu nc ompuestoe sc ero

El número de oxidación del cromo en el dicromato de potasio es +6.

EJERCICIO 6.9

(a) ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en el $NaNO_3$?
(b) ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en el $NaNO_2$?

EJEMPLO 6.10 Números de oxidación en iones

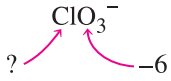
¿Cuál es el número de oxidación del cloro en un ion clorato, ClO_3^-?

SOLUCIÓN

■ **PASO 1**

Átomo	Número de oxidación
Cl	Cl (desconocido = x)
O	−2

■ **PASO 2** Números de oxidación totales



■ **PASO 3**

$$x + (-6) = -1 \qquad \text{La carga del ion es } -1.$$
$$x = +5$$

Conexión con el aprendizaje
Con la práctica, aprenderás a efectuar mentalmente el paso 3, sin escribirlo.

El número de oxidación del cloro en un ion clorato es +5.

EJERCICIO 6.10

(a) ¿Cuál es el número de oxidación del carbono en un ion carbonato, CO_3^{2-}?
(b) ¿Cuál es el número de oxidación del carbono en un ion hidrogenocarbonato, HCO_3^-?

Véanse los problemas 6.27-6.28.

6.8 Nomenclatura de los ácidos y sus sales

Ciertos compuestos liberan iones hidrógeno, H^+, cuando se disuelven en agua. Estas sustancias reciben el nombre de **ácidos**; tienen un sabor agrio característico y reaccionan con ciertos metales produciendo hidrógeno gaseoso. La nomenclatura (nombres) tradicional de los ácidos es diferente de la nomenclatura de los demás compuestos. Por ejemplo, el HNO_3 en solución acuosa se conoce como ácido nítrico, no como nitrato de hidrógeno.

Ácido clorhídrico

El cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl(g), es un compuesto molecular. Sin embargo, una solución **acuosa** (se abrevia *ac*) de cloruro de hidrógeno, una solución de HCl en agua, tiene propiedades totalmente distintas; se trata del conocido ácido clorhídrico, HCl(ac) (Fig. 6.8). Cuando se disuelve HCl en agua, se forman iones H^+ y Cl^-, hecho que se demuestra midiendo la conductividad eléctrica de la solución ácida. Aunque el agua destilada es mala conductora, el ácido clorhídrico es un excelente conductor de la electricidad debido a la presencia de iones. Los ácidos que se ionizan totalmente se clasifican como *ácidos fuertes*.

Cuando el HCl libera un ion hidrógeno, H^+, éste se combina con el agua para formar un **ion hidronio**, H_3O^+. Esta reacción se representa como sigue.

$$HCl(g) + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

HCl gaseoso · Agua · Ion hidronio · Ion cloruro

Conocido como ácido clorhídrico

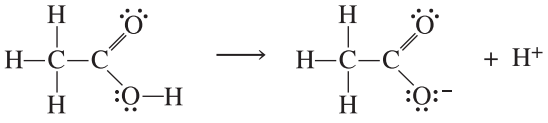
Se puede pensar en los iones hidronio de las soluciones ácidas como iones hidrógeno unidos a moléculas de agua. Todas las soluciones ácidas contienen iones hidronio.

Figura 6.8 El ácido clorhídrico, HCl(ac), se produce disolviendo cloruro de hidrógeno gaseoso en agua. Este ácido se emplea extensamente en la refinación de petróleo, en la preparación de alimentos y para limpiar metales, así como en muchos procesos industriales.

Figura 6.9 Todas las bebidas carbonatadas contienen ácido carbónico, H_2CO_3, que se forma cuando se disuelve dióxido de carbono gaseoso en agua.

Ácido acético y ácido carbónico

El sabor agrio del vinagre se debe a la presencia de iones hidronio (hidrógeno) en el ácido acético. A diferencia del ácido clorhídrico, el ácido acético es mal conductor de la electricidad; cuando se disuelve ácido acético en agua, sólo una pequeña fracción de sus moléculas se ionizan. El ácido acético, al igual que otros ácidos que contienen carbono, se clasifica como un ácido débil. La fórmula del ácido acético se escribe $HC_2H_3O_2$ o CH_3COOH. Las fórmulas estructurales siguientes muestran los enlaces y la ionización delá cidoa céticop arad ari ones acetatoe h idrógeno.



Lai onizaciónd elá cidoa céticot ambiéns ep ueder epresentarc omos igue:

$$CH_3COOH \longrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

Ácidoa cético Iona cetato Ionh idrógeno

Las estructuras muestran que los átomos de hidrógeno unidos a carbono no se ionizan; el único hidrógeno que se desprende y se ioniza está en el grupo —COOH del ácido. Este grupo —COOH se llama **grupo carboxilo**. Además del ácido acético, hay muchos otros ácidos que contienen el grupo carboxilo unido a una cadena de átomos de carbono. En todos los casos, la acidez de estos ácidos orgánicos, conocidos como **ácidos carboxílicos**, se debe al hidrógeno del grupo carboxilo. El grado de ionización es pequeño en estos ácidos carboxílicos; por esta razón, se les clasifica como *ácidos débiles*.

Otro ácido débil importante es el ácido carbónico, H_2CO_3, que se forma cuando se disuelve dióxido de carbono en agua. Todas las bebidas carbonatadas contienen ácido carbónico (Fig. 6.9). Memoriza los nombres y fórmulas del ácido acético y del ácido carbónico.

Otros ácidos, sus sales y los números de oxidación

Cuando el hidrógeno de un ácido se sustituye por un catión, el compuesto iónico que se forma es una **sal**. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) es la sal de sodio del ácido clorhídrico. De modo análogo, el cloruro de calcio, $CaCl_2$, es la sal de calcio del ácido clorhídrico. En la tabla 6.6 se muestran los nombres y fórmulas de algunos ácidos, sus aniones y sales representativas. Debes memorizar los nombres y fórmulas de ciertos ácidos,d ea cuerdoc onl asi ndicacionesd et up rofesor.

Varios de los ácidos de la tabla 6.6 son **oxiácidos**; sus aniones contienen oxígeno unido a otro no metal. Advierte que los oxiácidos de nitrógeno, fósforo, azufre y los halógenost ienenu nan omenclaturac ongruente:

Los aniones de los oxiácidos con la terminación *-ico* llevane ls ufijo- *ato*.

Por ejemplo, el *ácido* sulfú*rico* libera aniones sulf*ato*, y el *ácido* nítr*ico*, aniones nitr*ato*. Así, el sulfato de sodio y el sulfato de calcio son sales del ácido sulfúrico; el nitrato de sodio y el nitrato de potasio son sales del ácido nítrico.

Los aniones de los oxiácidos con la terminación *-oso* llevane ls ufijo- *ito*.

Por ejemplo, el *ácido* sulfur*oso* libera aniones sulf*ito*, y el *ácido* nitr*oso*, aniones nitr*ito*. Así, el sulfito de sodio es una sal del ácido sulfuroso, y el nitrito de sodio es una sal del ácido nitroso. (Lee el recuadro “La química en nuestro mundo: El nitrito de sodio”.)

Tabla 6.6 Ácidos importantes y sus sales

Fórmula del ácido	Nombre del ácido	Fórmula del anión	Nombre del anión	Sal representativa	Estado de oxidación del átomo identific.
Ácidos binarios de halógenos					
HF	Ácido fluorhídrico	F^-	Ion fluoruro	NaF	F = −1
HCl	Ácido clorhídrico	Cl^-	Ion cloruro	NaCl	Cl = −1
HBr	Ácido bromhídrico	Br^-	Ion bromuro	NaBr	Br = −1
HI	Ácido yodhídrico	I^-	Ion yoduro	NaI	I = −1
Ácidos que contienen azufre					
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	SO_4^{2-}	Ion sulfato	$CaSO_4$	S = +6
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	SO_3^{2-}	Ion sulfito	Na_2SO_3	S = +4
H_2S	Ácido sulfhídrico	S^{2-}	Ion sulfuro	Na_2S	S = −2
Ácidos que contienen nitrógeno o fósforo					
HNO_3	Ácido nítrico	NO_3^-	Ion nitrato	KNO_3	N = +5
HNO_2	Ácido nitroso	NO_2^-	Ion nitrito	KNO_2	N = +3
H_3PO_4	Ácido fosfórico	PO_4^{3-}	Ion fosfato	$Ca_3(PO_4)_2$	P = +5
H_3PO_3	Ácido fosforoso	HPO_3^{2-}	Ion monohidrogenofosfito	Na_3HPO_3	P = +3
Ácidos importantes que contienen carbono					
H_2CO_3	Ácido carbónico	CHO_3^-	Ion bicarbonato	$NaHCO_3$	C = +4
CH_3COOH*	Ácido acético	CH_3COO^-	Ion acetato	$NaCH_3COO$	C = 0
Oxiácidos que contienen cloro †					
$HClO_4$	Ácido perclórico	ClO_4^-	Ion perclorato	$KClO_4$	Cl = +7
$HClO_3$	Ácido clórico	ClO_3^-	Ion clorato	$KClO_3$	Cl = +5
$HClO_2$	Ácido cloroso	ClO_2^-	Ion clorito	$KClO_2$	Cl = +3
HClO	Ácido hipocloroso	ClO^-	Ion hipoclorito	KClO	Cl = +1

* La fórmula del ácido acético se suele escribir como $HC_2H_3O_2$, y la del acetato, como $C_2H_3O_2^-$.

† Los demás oxiácidos que contienen halógenos, y sus sales, se nombran de forma análoga.

El número de átomos de oxígeno de un oxiácido con la terminación *-oso* es siempre uno menos que el número de átomos de oxígeno del ácido correspondiente con la terminación *-ico* (el átomo central de los ácidos *-osos* también tiene siempre un número de oxidación menor). Por ejemplo, el número de átomos de oxígeno del ácido sulfuroso, el ácido nitroso y el ácido fosforoso es siempre uno menos que el número presente en los ácidos *-icos* correspondientes: los ácidos sulfúrico, nítrico y fosfórico, respectivamente. De forma análoga, el número de átomos de oxígeno presentes en una sal con la terminación *-ito* es siempre uno menos que el número presente en la sal correspondiente con la terminación *-ato*. Los compuestos nitrito de sodio, $NaNO_2$, y nitrato de sodio,N aNO_3,i lustrane step unto.

Cuando se forman varios ácidos a partir de un mismo no metal, el número de oxidación del átomo no metálico central puede variar ampliamente, como se muestra en la tabla 6.6. Por ejemplo, advierte que se incluyen cinco ácidos que contienen cloro; en cada uno el cloro tiene un número de oxidación diferente. Se incluyen tres ácidos que contiene azufre; en cada uno, el azufre tiene un número de oxidación distinto. También se incluyen dos ácidos que contienen nitrógeno y dos más que contienen fósforo, junto con susn úmerosd eo xidación.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

El nitrito de sodio visto de cerca

Los nombres de las sustancias químicas, al igual que los nombres de las personas, se olvidan fácilmente a menos que uno se familiarice con ellos y memorice sus características peculiares. Un nombre como "nitrito de sodio", por ejemplo, quizá signifique poco más que un nombre en un directorio telefónico, a menos que uno lo conozca de primera mano, trabaje con él y aprenda algoi nteresanter espectoa é l.

Nitrito de sodio, $NaNO_2$

"Nitrito de sodio" es un nombre químico que probablemente reconoces, pues ha sido objeto de considerable controversia. Durante muchos años se ha empleado el $NaNO_2$ para conservar carnes. Además de inhibir su descomposición, ayuda a conservar el color rosado de jamones ahumados, salchichas y carnes frías. Sin embargo, los nitritos han sido investigados como posible causa de cáncer en el estómago. En presencia del ácido estomacal, los nitritos se convierten en ácido nitroso, HNO_2. Si el ácido nitroso reacciona con ciertos compuestos que se clasifican como aminas secundarias, se forman compuestos nitroso. Las investigaciones han demostrado que los compuestos nitroso son potentes carcinógenos (sustancias que provocan cáncer). Preocupa la posibilidad de que se produzcan compuestos nitroso cuando las carnes que contienen nitritos se calientan a temperaturase levadasa la sarlaso f reírlas.

Se ha reducido la cantidad permisible en los alimentos, pero esta medida puede no ser suficiente. La búsqueda de más información y mejores productos es permanente; debemos desarrollar nuevos productos continuamente para sustituir los que han dejado de ser deseables o eficaces. Como todo en la vida, las necesidades son siempre mayores que los recursos económicos.

Ácidos que contienen halógenos y sus sales

Comparemos ahora los cinco ácidos diferentes de la tabla 6.6 que contienen cloro. Uno de ellos, el HCl, se incluye con los ácidos binarios, pues no contiene oxígeno. Los otros cuatro ácidos de cloro son oxiácidos: contienen un átomo de cloro ligado a diversos números de átomos de oxígeno. En la tabla 6.6 se agrupan los oxiácidos de cloro. Advierte que el número de oxidación del cloro es diferente en cada uno de estos ácidos, y varía desde –1 en el HCl hasta +7 en el $HClO_4$.

En la tabla 6.7 se enumeran los sufijos de los oxiácidos de cloro y de sus aniones correspondientes. Como en el caso de otros oxiácidos, advierte una vez más que

1. Loso xiácidosc one ls ufijo *-ico* forman aniones y sales que terminan en *-ato*.
2. Loso xiácidosc one ls ufijo *-oso* forman aniones y sales que terminan en *-ito*.
3. Un oxiácido con el sufijo *-oso* siempre tiene un átomo de oxígeno menos que el ácido correspondienteq uet erminae n *-ico*.

Cuando hay más de dos oxiácidos de un no metal en particular, se usa el prefijo *per-* junto con el sufijo *-ico* para indicar que el número de átomos de oxígeno de un ácido

Tabla 6.7 Sufijos de ácidos y sus sales

Sufijo del ácido	Ejemplo	Sufijo del ion	Ejemplo
Ácid -ico	Ácido perclórico, $HClO_4$	-ato	Perclorato, ClO_4^-
	Ácido clórico, $HClO_3$		Clorato, ClO_3^-
Ácid -oso	Ácido cloroso, $HClO_2$	-ito	Clorito, ClO_2^-
	Ácido hipocloroso, HClO		Hipoclorito, ClO^-

y de su anión correspondiente ha aumentado en uno (*per-* también identifica un mayor estado de oxidación del cloro). Se usa el prefijo *hipo-* junto con el sufijo *-oso* para indicar que el número de átomos de oxígeno de un ácido y de su anión correspondiente ha disminuido en uno y que, asimismo, el número de oxidación del cloro ha disminuido.

Los demás ácidos que contienen halógenos, y sus sales, se nombran de forma análoga. Por ejemplo, el $HBrO_3$ y el HIO_3 se llaman ácido brómico y ácido yódico; sus aniones,B rO_3^- e IO_3^-,s el lamani onesb romatoy y odato,r espectivamente.

Sales de ácidos polipróticos

El ácido sulfúrico, H_2SO_4, se clasifica como ácido diprótico, pues tiene dos átomos de hidrógeno reemplazables por otros cationes. Cuando los dos átomos de hidrógeno del ácido sulfúrico se sustituyen por iones sodio, se forma una sal: sulfato de sodio. Cuando los tres átomos de hidrógeno del ácido fosfórico, H_3PO_4, se sustituyen por iones sodio, se forma una sal: fosfato de sodio. Los nombres y fórmulas de sales como éstas se escribenc omos ee xplicór espectoa o trosc ompuestosi ónicose nl as ección6 .3.

Los ácidos polipróticos, los que tienen más de un hidrógeno ácido ionizable, no pierden necesariamente todos sus átomos de hidrógeno en las reacciones. Las sales que contiene uno o más átomos de hidrógeno reemplazables por otros cationes se llaman **sales ácidas**. Por ejemplo, si se sustituye un solo ion hidrógeno del ácido sulfúrico, H_2SO_4, por un ion sodio, se forma la sal ácida: hidrogenosulfato de sodio ($NaHSO_4$ o bisulfato de sodio). Esta sal ácida contiene el ion hidrogenosulfato, HSO_4^-. En la tabla 6.8 se muestranl osn ombresy f órmulasd ei onesy s alesq uec ontienenh idrógenosá cidos.

Conexión con el mundo real
El hidrogenosulfato de sodio se emplea en ciertos limpiadores de tazas de inodoro.

EJEMPLO 6.11 Ácidos y sus sales

En los incisos que siguen, escribe la fórmula química donde se indica el nombre; escribe el nombre donde se muestra la fórmula química.

(a) ácidoh ipocloroso **(b)** ácidos ulfuroso **(c)** ácidob rómico
(d) KCH_3COO **(e)** $Ca(ClO)_2$ **(f)** IO_3^-

Conexión con el mundo real
El hipoclorito de calcio es un producto químico común que se emplea para acondicionar el agua de las albercas domésticas. Véase el ejemplo 6.11e.

SOLUCIÓN

Consulta en las tablas 6.6 a 6.8 los nombres y fórmulas de compuestos similares.

(a) HClO **(b)** H_2SO_3 **(c)** $HBrO_3$
(d) acetatod ep otasio **(e)** hipocloritod ec alcio **(f)** iony odato

Tabla 6.8 Sales y iones que contienen hidrógenos ácidos

Ácido	Ion ácido	Nombre del ion	Sal representativa	Nombre de la sal
H_2CO_3	HCO_3^-	Hidrogenocarbonato (bicarbonato)	$NaHCO_3$	Hidrogenocarbonato de sodio (bicarbonato de sodio)
H_2SO_4	HSO_4^-	Hidrogenosulfato (bisulfato)	$NaHSO_4$	Hidrogenosulfato de sodio (bisulfato de sodio)
H_2SO_3	HSO_3^-	Hidrogenosulfito (bisulfito)	$NaHSO_3$	Hidrogenosulfito de sodio (bisulfito de sodio)
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	Dihidrogenofosfato	NaH_2PO_3	Dihidrogenofosfato de sodio
	HPO_4^{2-}	Hidrogenofosfato	Na_2HPO_4	Hidrogenofosfato de sodio*

*Algunos químicos dirían hidrogenofosfato de disodio, para mayor claridad.

Véanse los problemas 6.29-6.36.

EJERCICIO 6.11

(a) Escribel af órmulaq uímicad elá cidoc arbónicoy e ln ombred elK HSO_4.
(b) Escribel af órmulaq uímicad elh ipocloritod ec alcioy e ln ombred elC H_3COOH.

6.9 Hidratos

Un compuesto inorgánico cristalino que contiene un número definido de moléculas de agua recibe el nombre de **hidrato**. Estos sólidos cristalinos tienen una composición definida y no parecen contener humedad, pero un calentamiento moderado provoca el desprendimiento de una cantidad fija de agua. Por ejemplo, cuando el hidrato sólido cristalino, de color azul brillante, del sulfato de cobre(II) se calienta por encima de los 100°C en un tubo de ensayo, se desprende agua, la cual se manifiesta en forma de gotitas de humedad en la parte superior, más fría, del tubo de ensayo. Al retirar la fuente de calor, en el fondo del tubo queda un residuo sólido casi blanco. El desprendimiento de agua del hidratos er epresentac omos igue:

$$\underset{\text{Hidrato}}{CuSO_4 \cdot 5H_2O} \xrightarrow{\text{calor}} \underset{\text{Sal anhidra}}{CuSO_4} + \underset{\text{Agua}}{5H_2O}$$

Cuando se elimina el **agua de hidratación** del hidrato, la sal que se obtiene se describe como una **sal anhidra**, pues no tiene agua de hidratación. Si el hidrato es colorido, como en el caso del sulfato de cobre(II), se produce un cambio de color a la par de la pérdida de agua; sin embargo, los hidratos en su mayoría son blancos, como sus sales anhidras.

Para escribir la fórmula de un hidrato, coloca un punto centrado entre la fórmula de la sal anhidra y el número de moléculas de agua de la unidad más sencilla del hidrato. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ es la fórmula del hidrato que se describe en nuestro experimento. En este compuesto, hay cinco unidades de fórmula de H_2O asociadas con una unidad formular deC uSO_4 ene ls ólidoc ristalino(Fig.6 .10).

Para escribir el nombre de un hidrato, anota el nombre de la sal anhidra precedido de las palabras *hidrato de* con el prefijo griego correspondiente (Tabla 6.3) para indicar el número de moléculas de agua del hidrato. El nombre del $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ es pentahidrato de sulfato de cobre(II). En la tabla 6.9 se muestran los nombres y fórmulas de algunos hidratos. Advierte que varios hidratos tienen nombres comunes y aplicaciones muy conocidas.

Figura 6.10 Los cristales del pentahidrato de sulfato de cobre(II) poseen un color azul brillante característico. Esta sustancia se emplea en medicina, como conservador de madera y en procesos de galvanoplastia, entre otros usos.

EJEMPLO 6.12 Hidratos

Escribel asf órmulasd el osh idratoss iguientes.

(a) decahidratod ec arbonatod es odio,t ambiénc onocidoc omos osap aral avar.
(b) heptahidratod es ulfatod em agnesio,t ambiénc onocidoc omos ald eE psom.

SOLUCIÓN

(a) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ **(b)** $MgSO_4 \cdot 7H_2O$

EJERCICIO 6.12

Escribee ln ombreq uímicod el osh idratoss iguientes.

(a) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Este compuesto también recibe el nombre de yeso. Es la sustancia ques ec olocae ntrec apasd ec artónp araf abricarm urosp refabricados.
(b) $CoCl_2 \cdot 6H_2O$. Conforme este hidrato pierde agua, su color cambia de rosado a azul. Tiras de papel de ensayo impregnadas de este hidrato sirven para comprobar lah umedadd eu nah abitación.

Tabla 6.9 Nombres y fórmulas de algunos hidratos

Fórmula del hidrato	Nombre químico (nombre común)	Usos
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Dihidrato de sulfato de calcio (yeso)	Placas de muro seco, figurillas de escayola
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Pentahidrato de sulfato de cobre(II) (vitriolo azul)	Insecticida alguicida, conservador de madera
$KAl(SO_4)_2 \cdot l2H_2O$	Dodecahidrato de sulfato de aluminio y potasio (alumbre)	Auxiliar en la tinción de telas, incluso pantalones vaqueros
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	Heptahidrato de sulfato de magnesio (sal de Epson)*	Medicina (purgante), tinción, curtido
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	Decahidrato de carbonato de sodio (sosa para lavar)	Ablandador de agua, agentes de limpieza
$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	Decahidrato de tetraborato de sodio (bórax)	Detergentes para lavandería, agente ablandador de agua
$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$	Pentahidrato de tiosulfato de sodio (hiposulfito para fotografía)	Revelado fotográfico

*La sal de Epson debe su nombre a Epson, Inglaterra, donde las aguas minerales que contienen esta sal se usaban para remojar las articulaciones adoloridas.

6.10 Algunas sustancias químicas y sus usos

La mayoría de las personas conoce sólo por sus nombres comunes a muchas sustancias químicas de uso cotidiano. Si bien los nombres químicos sistemáticos Stock identifican con precisión la composición del compuesto, no ocurre lo mismo con los nombres comunes. No obstante, el público en general continúa empleando los nombres comunes de las sustancias más conocidas. En la tabla 6.9 se indican los nombres comunes de algunosh idratos.

La tabla 6.10 incluye los nombres comunes de varias sustancias químicas más, junto con sus fórmulas, nombres comunes y usos respectivos. Una de estas sustancias químicas es el bicarbonato de sodio, cuyo nombre común de *bicarbonato* para hornear se debe a su uso en ciertas recetas de cocina; también ayuda a eliminar olores del refrigerador. El óxido de calcio es otra sustancia química importante, a la que se suele llamar *cal viva*, o simplemente *cal*, y es un ingrediente básico del cemento. Cuando se mezcla óxido de calcio con agua, se desprende gran cantidad de calor y se forma hidróxido de calcio. Este procedimiento se llama *apagado*, y el producto (hidróxido de calcio) se conoce, por tanto, como *cal apagada*. En la tabla 6.10 podrás conocer nombres comunes de más sustancias químicas y sus usos.

Sustancias químicas industriales importantes

Ciertas sustancias químicas son especialmente importantes para la industria química actual. Quizá conozcas algunas de ellas, pero no otras, porque muchas se emplean como materias primas para elaborar otros productos más conocidos. Cada año la industria química produce cantidades enormes de una extensa variedad de sustancias químicas industriales que se emplean en la manufactura de metales y productos metálicos, papel y sus derivados, productos alimenticios, fertilizantes, fibras sintéticas, adhesivos, plásticos, pintura y otros recubrimientos, ferretería y productos para la construcción, medicamentos que se venden con receta o sin receta médica, cosméticos, productos de limpieza y muchos más. (Lee el recuadro “La química en nuestro mundo: Compuestos de aluminio: ¿dañinos o benéficos?)

Prácticamente todos los productos comerciales implican su preparación, ensayos o empaque por procesos químicos; es decir, han estado en contacto con la industria química.

Tabla 6.10 Algunas sustancias químicas comunes; sus nombres, fórmulas y usos

Nombre químico	Fórmula	Nombre común	Usos
Ácido acético	CH_3COOH	Vinagre	Encurtidos, aderezos para ensalada, fabricación de otras sustancias químicas
Carbonato de calcio	$CaCO_3$	Piedra caliza, mármol, calcita	Antiácidos, recubrimientos de tableta, fabricación de cemento
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	Cal apagada	Mortero, argamasa, neutralización industrial de ácidos
Óxido de calcio	CaO	Cal viva	Cemento, mortero, fabricación de acero
Dióxido de carbono sólido	CO_2	Hielo seco	Refrigeración de objetos enviados por correo, extinguidores de incendios (CO_2 licuado)
Monóxido de dinitrógeno (óxido nitroso)	N_2O	Gas hilarante	Anestesia, oxidante para combustible de alta energía
Etanol (alcohol etílico)	C_2H_5OH	Alcohol de grano	Aguardiente, cerveza, vino, combustible, disolvente industrial, manufactura química
Ácido clorhídrico	HCl	Ácido muriático	Limpieza de ladrillos y metales, presente en el ácido estomacal
Óxido de plomo(II)	PbO	Litargirio	Cemento para conexiones de tubos metálicos
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	Leche de magnesia	Laxante, antiácido
Metanol (alcohol metílico)	CH_3OH	Alcohol de madera	Disolvente, combustible, fabricación de adhesivos, plásticos, fibras
Carbonato de potasio	K_2CO_3	Potasa	Fabricación de vidrio, jabón y otras sustancias químicas
Bicarbonato de sodio	$NaHCO_3$	Bicarbonato para hornear	Bicarbonato para hornear, polvos para hornear
Carbonato de sodio	Na_2CO_3	Sosa, soda	Fabricación de vidrio, papel, ablandadores de agua y otras sustancias químicas
Cloruro de sodio	NaCl	Sal común	Sazonador, fusión de hielo
Hidróxido de sodio	NaOH	Sosa cáustica, lejía	Neutralización de ácidos, limpiadores, producción de papel y otras sustancias químicas
Tiosulfato de sodio	$Na_2S_2O_3$	Hiposulfito	Procesamiento fotográfico
Sacarosa	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Azúcar de caña o de remolacha	Edulcorante
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Ácido de acumulador	Fabricación de fertilizantes y otras sustancias químicas, refinación de petróleo

La tabla 6.11 es una lista de algunas de las sustancias químicas de uso más extendido, dispuestas en orden de su producción anual. Aunque las cantidades que se producen en Estados Unidos varían año con año, vale la pena echar un vistazo a estas cantidades y a los nombres, fórmulas y usos de estas sustancias químicas. Piensa por un momento en los productos que compras o utilizas. ¿Cuáles no tienen que ver con sustancias químicas de alguna manera? Si crees que puedes citar algunos, ¡piénsalo dos veces!

El ácido sulfúrico, H_2SO_4, aparece en primer lugar en la tabla 6.11. Con una producción anual de 48 millones de toneladas en Estados Unidos (43.5 millones de toneladas métricas), ocupa el primer lugar en la producción de productos químicos en ese país. Para tener una idea de la influencia que esta sustancia química tiene en la economía de ese país, podemos calcular fácilmente las ventas anuales totales si consideramos un costo promedio de \$84.00/ton.

$$\frac{48\,000\,000 \text{ ton}}{\text{año}} \times \frac{\$84.00}{\text{ton}} = \$4000 \text{ millones/año}$$

Conexión con el mundo real
Ácido sulfúrico, núm. 1: El ácido sulfúrico, que es el producto químico principal de Estados Unidos, se emplea en la manufactura de multitud de productos que prácticamente todo el mundo utiliza.

Tabla 6.11 Algunas sustancias químicas industriales, su producción y usos*

Nombre químico Fórmula	Producción anual en Estados Unidos (millones de ton)	Fuente	Algunos usos
Ácido sulfúrico H_2SO_4	48	Oxidación de azufre a SO_3 más agua	Fertilizantes (70%), procesamiento de metales, fabricación de otras sustancias químicas
Nitrógeno N_2 (líquido)	35 (80 000 Mm^3)†	Aire licuado	Metales, manufactura química; producción de fertilizantes, refrigeración (−196°C)
Oxígeno O_2	28 (64 000 Mm^3)†	Aire licuado	Procesamiento y fabricación de metales (60%), productos químicos (20%)
Etileno $CH_2{=}CH_2$	27	Refinación de petróleo	Plásticos de polietileno para envases de leche, etc. 75%, anticongelante (10%), fibras (5%)
Cal apagada $Ca(OH)_2$	21	CaO (de piedra caliza) más agua	Manufactura de metales, neutralización de ácidos, papel, control de la contaminación
Amoniaco NH_3	19	Reacción de $N_2 + H_2$	Fertilizantes (80%), fibras, plásticos, explosivos (5%)
Cloro Cl_2	14	Electrólisis de NaCl	Sustancias químicas orgánicas y plásticos (65%), blanqueo de pulpa en la fabricación de papel y tratamiento de aguas (10%)
Ácido fosfórico H_3PO_4	13	Fosfato roca fosfórica + ácido	Fertilizantes (95%), detergentes, alimento para animales
Hidróxido de sodio NaOH	12	Electrólisis de NaCl	Manufactura de sustancias químicas (50%), papel, jabón, limpiadores
Carbonato de sodio Na_2CO_3	11	Minerales o salmuera	Vidrio y sustancias químicas (75%), detergentes y limpiadores (10%)
Ácido nítrico HNO_3	9	NH_3, O_2 y H_2O	Fertilizantes (70%), plásticos, explosivos, fabricación de sustancias químicas
Nitrato de amonio NH_4NO_3	8	Amoniaco + HNO_3	Fertilizantes, explosivos, sustancias químicas orgánicas
Urea $(NH_2)_2C{=}O$	7	Reacción de $NH_3 + CO_2$	Fertilizantes (80%), alimentos para animales, plásticos
Dióxido de carbono CO_2	5	Subproducto del gas natural y de la fabricación de NH_3	Refrigeración (50%), bebidas (20%), metales y producción de sustancias químicas (15%)
Ácido clorhídrico HCl	4	Subproducto de manufacturas químicas	Refinación de petróleo, sustancias químicas y procesamiento de metales

*Las sustancias químicas aparecen en orden de producción anual estadounidense en 1999.

† Mm^3 5 millones de metros cúbicos.

Las ventas anuales de las otras sustancias químicas más importantes se pueden calcular def ormaa nálogas is ec onocee lp reciou nitario.

Como el ácido sulfúrico es el ácido de más bajo costo, se usa extensamente en la industria para muchos fines. Alrededor del 70% de todo el ácido sulfúrico se utiliza en la producción de fertilizantes. Cuando se hace reaccionar ácido sulfúrico con minerales ricos en fosfato de calcio se produce ácido fosfórico, el cual se emplea en la fabricación de cantidadese normesd ef ertilizantesa b ased ef osfatos.

Otro 10% de la producción de ácido sulfúrico se destina al procesamiento de menas de metales y a la fabricación de productos metálicos. Una parte del ácido sulfúrico se emplea

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Compuestos de aluminio: ¿dañinos o benéficos?

Los compuestos de aluminio son sustancias importantes. Por ejemplo, para purificar el agua se usa sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$ e hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$ (cal apagada).

Otro uso está en antiácidos y analgésicos con hidróxido de aluminio $(AlOH)_3$. En lo que toca a alimentación, al elaborar pan, queso y harinas para repostería, se usa fosfato sódico de aluminio como agente auxiliar para la fermentación. Y también es común cocinar en recipientes de aluminio.

Algunos investigadores han expresado preocupación por la exposición a compuestos de aluminio. Al cocinar puede ocurrir una lixiviación (se extraen uno o varios solutos del sólido, mediante la utilización de un disolvente líquido). En particular, al hervir tomates en ollas de aluminio, pues éstos tienen ácidos que disuelven una capa superficial de óxido de aluminio (Al_2O_3), la cual se queda en los alimentos.

Se ha vinculado el Alzheimer con el aluminio, pues se ha encontrado este elemento en los pliegues de una proteína deformada característica del padecimiento. Pero esto aún no se considera evidencia de una relación entre aluminio y Alzheimer. Se sabe que en esta enfermedad inciden factores genéticos que determinan la predisposición, y factores ambientales que la desencadenan. Así que la pregunta aún está abierta: ¿es el aluminio uno de los factores ambientales que favorecen el desarrollo de Alzheimer?

Ciertos productos de uso cotidiano, como algunas harinas para repostería, incluyen aluminio en su composición.

en los acumuladores de automóvil. La industria química consume grandes cantidades de este ácido en la elaboración de otras sustancias químicas y de otros productos en los campos de la refinación de petróleo, plásticos, detergentes, tintes, medicinas, insecticidas, herbicidas y muchos más. El ácido sulfúrico sigue siendo la sustancia química más importante; su precio influye en gran medida en el precio de muchos otros productos.

Véanse los problemas 6.37-6.40.

Resumen del capítulo

Con más de 25 millones de sustancias químicas diferentes, para cualquier sistema de nomenclatura resulta indispensable contar con nombres y fórmulas carentes de ambigüedad. Cada especie química tiene una fórmula y un nombre definidos. Para nombrar los compuestos iónicos, es necesario conocer los nombres y símbolos precisos de los cationes y aniones que los forman. Las tablas 6.1 y 6.2 muestran varios iones. En los compuestos, los cationes con números de oxidación diferentes se nombran según el sistema Stock, que emplea números romanos para identificar el estado de oxidación, o en ocasiones mediante un sistema más antiguod es ufijos- *oso* e *-ico*.

Los aniones que contienen oxígeno (oxianiones) terminan con el sufijo *-ato* o *-ito*. El sufijo *-ato* identifica el oxianión con número de oxidación más alto (el oxianión con más átomos de oxígeno). Cuando existen más de dos oxianiones de un mismo no metal, el ion con un número de oxidación más alto (y más átomos de oxígeno) se identifica mediante el uso combinado del sufijo *-ato* con el prefijo *-per*. De forma análoga, el uso del prefijo *-hipo* con el anión que tiene la terminación *-ito* identifica el anión con un número de oxidación más bajo, y menos átomos de oxígeno.

Todos los compuestos binarios, los que tienen sólo dos tipos de átomos, terminan en el sufijo *-uro* o *-ido* para el caso del oxígeno. Todo ion que contenga más de un tipo de átomos se debe encerrar entre paréntesis antes de escribir el subíndice. Se expusieron las reglas para nombrar compuestos iónicos cuando se conocen sus fórmulas, y para escribir las fórmulas cuando se indican sus nombres. En un ion poliatómico o compuesto, el número de oxidación de un tipo determinado de átomo se establece por diferencia, con base en los números de oxidaciónf ijosd ec iertase species.

Los compuestos binarios de los no metales se nombran empleando prefijos griegos (Tabla 6.3) para identificar el número de átomos de un tipo determinado presentes en el compuesto. En general, el elemento más próximo al flúor en la tabla periódica se escribe primero en el nombre, y al final en la fórmula.

Los ácidos acuosos contienen iones hidrógeno además de aniones. Se forman sales cuando los átomos de hidrógeno ionizables de los ácidos se sustituyen por cationes. La tabla 6.6 contiene ejemplos de nombres y fórmulas de ácidos y sus sales. Un ácido con la terminación *-ico* forma una sal con el sufijo *-ato*. Un ácido con la terminación *-oso* forma una sal con el sufijo *-ito*.

Los hidratos son compuestos cristalinos con un número definido de moléculas de agua por unidad formular. Para escribir el nombre de un hidrato, al nombre de la sal anhidra se anteponen las palabras "hidrato de" con el prefijo griego apropiado para indicar el número de moléculas de agua en la unidad formular. Véase la tabla 6.9.

Se continúan usando los nombres comunes de muchas sustancias químicas (Tabla 6.10). En la tabla 6.11 se muestran algunas de las sustancias químicas que se producen en mayor cantidad comenzando por el ácido sulfúrico, que ocupa el primer lugar en términos de producción anual. Prácticamente todos los productos de consumo del comercio implican su producción, ensayos o empaque en procesos químicos. Para resolver los problemas de los capítuloss iguientesn ecesitaráse scribirn ombresy f órmulasq uímicas.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Escribir símbolos y nombres de cationes y aniones. [6.1, 6.2]
2. Escribirf órmulasd ec ompuestosi ónicosc uandos ec onoces un ombre.[6.3,6 .4]
3. Escribirn ombresd ec ompuestosi ónicosc uandos ec onoces uf órmula.[6.5]
4. Escribirf órmulasy n ombresd ec ompuestosb inariosd en om etales.[6.6]
5. Establecer el número de oxidación de los elementos presentes en compuestos o iones.[6.7]
6. Escribir nombres y fórmulas de ácidos y sus sales. [6.8]
7. Escribirn ombresy f órmulasd eh idratos.[6.10]
8. Identificarl osn ombresc omunesy u sosd ec iertass ustanciasq uímicas.[6.10]
9. Identificar los nombres comunes y usos de las principales sustancias químicas industriales.[6.10]

Términos clave

ácido [6.8]
ácido carboxílico [6.8]
acuoso [6.8]
agua de hidratación [6.9]
aniones [6.1]
cationes [6.1]
estado de oxidación [6.7]
grupo carboxilo [6.8]
hidrato [6.9]
ion hidronio [6.8]
iones poliatómicos [6.2]
mínimo común múltiplo [6.3]
nomenclatura química [introducción]
número de oxidación [6.7]
oxiácido [6.8]
sal [6.8]
sal ácida [6.9]
sal anhidra [6.9]
sistema Stock de nomenclatura [6.1]
sustancias químicas inorgánicas [introducción]
sustancias químicas orgánicas [introducción]

Problemas

Símbolosd ei ones individuales

6.1 ¿Qué elemento está presente en los iones que tiene los sufijos- *ato* e *-ito*?

6.2 Describe lo que indican los prefijos *bi-*, *tio-*, *hipo-* y *per-* en la nomenclatura química.

6.3 Escribe los símbolos, con carga, de los iones siguientes; además, determina el número total de átomos presentes en cada uno de ellos.

a. iona monio
b. ionb isulfato
c. ionb isulfito
d. ionp ermanganato
e. ionh idróxido
f. iond icromato
g. ionh ipoclorito
h. ionp erclorato

6.4 Escribe los símbolos, con carga, de los iones siguientes; además, determina el número total de átomos presentes en cada uno de ellos.

a. ionb icarbonato
b. ionc arbonato
c. iont iosulfato
d. ionc romato
e. iona cetato
f. ionf osfato
g. ionf osfito
h. ionf osfuro

6.5 Escribe los nombres de los iones siguientes empleando los sufijos *-oso* e *-ico*. Describe cómo se emplean los sufijos- *oso* e *-ico* en cada par.

a. cobre(I)y c obre(II)
b. hierro(II)y h ierro(III)

6.6 Escribe los nombres de los iones siguientes empleando los sufijos *-oso* e *-ico*. Describe cómo se emplean los sufijos- *oso* e *-ico* en cada par.

a. estaño(II)y e staño(IV)

b. mercurio(I)y m ercurio(II)

6.7 Escribe los símbolos del ion peróxido y del ion mercuroso.

6.8 ¿Qué tienen en común los iones peróxido y mercuroso?

6.9 Escribee ln ombred el osi oness iguientes.

a. ClO_3^- b. ClO_4^- c. CO_3^{2-}

d. SCN^- e. SO_4^{2-}

6.10 Escribee ln ombred el osi oness iguientes.

a. Br^- b. N^{3-} c. O^{2-}

d. P^{3-} e. OH^-

Nomenclatura de compuestos iónicos

6.11 Muestra los iones y fórmulas para cada uno de los compuestoss iguientes.

a. peróxidod es odio b. óxidof érrico

c. nitratod ec obalto(III) d. sulfatod ec romo(III)

e. permanganatod ep otasio

6.12 Muestra los iones y fórmulas para cada uno de los compuestoss iguientes.

a. clorurod ea luminio

b. hidróxidod ea luminio

c. sulfatod ea monio

d. fosfatof erroso

e. sulfurod ea ntimonio(III)

6.13 Muestra los iones y fórmulas individuales de los compuestoss iguientes.

a. hidróxidod ec alcio(see mpleae ne lm ortero)

b. fluoruroe stanoso(see mpleae np astasd entífricas)

c. fosfatod ea monio(see mpleae nf ertilizantes)

d. carbonatod ec alcio(see mpleae na ntiácidos)

e. hipocloritod ec alcio(see mpleae nl asa lbercas)

6.14 Muestra los iones y fórmulas individuales de los compuestoss iguientes.

a. carbonatod ep otasio(see mpleap arah acerv idrio)

b. acetatod ec alcio(see mpleae nl ac arnee nlatada)

c. hidróxidod em agnesio(see mpleae nl axantes)

d. tiosulfatod es odio(see mpleae nf otografía)

e. carbonatod es odio(see mpleae nd etergentes)

6.15 Escribe el nombre Stock (IUPAC) de estos compuestos.

a. $SnCl_4$ b. Hg_2Cl_2

c. FeO d. $MnCl_2$

e. CuS f. $Co(NO_3)_3$

6.16 Escribe el nombre Stock (IUPAC) de estos compuestos.

a. Cr_2O_3 b. $CuCH_3COO$

c. $Pb(NO_3)_2$ d. HgS

e. $Fe_2(SO_4)_3$ f. $Cu(OH)_2$

6.17 Escribe los nombres de los compuestos del problema 6.15 empleando las antiguas terminaciones latinas *-oso* e *-ico*.

6.18 Escribe los nombres de los compuestos del problema 6.16 empleando las antiguas terminaciones latinas *-oso* e *-ico*.

6.19 Escribe la fórmula química de los compuestos siguientes.

a. hidróxidod eb ario

b. nitritod ec romo(III)

c. carbonatod ea monio

d. cianuro cúprico (se emplea para depositar electrolíticamentec obres obreh ierro;e st óxico)

e. fosfato de calcio (se emplea en fertilizantes, como agente antiendurecedor en alimentos y en polvos de pulimento)

6.20 Escribe la fórmula química de los compuestos siguientes.

a. nitratod ec admio

b. hidróxidod en íquel(III)

c. dicromatod ea monio

d. hipoclorito de calcio (se emplea como desinfectante ya lguicidae nl asa lbercas)

e. oxalato de amonio (se emplea para eliminar herrumbre y sarro)

6.21 Escribe la fórmula química de los compuestos siguientes.

a. cromato estánico (se emplea para colorear loza y porcelana)

b. sulfurod ep lomo(II)(minerall lamadog alena)

c. acetato ferroso (se emplea como conservador de la madera y en la tinción textil)

d. tiocianatod ea monio

e. hidróxidod en íquel(III)

6.22 Escribe la fórmula química de los compuestos siguientes.

a. fosfatod ep lomo(II)(muyt óxico)

b. cromato férrico (se emplea en cerámica y metalurgia)

c. cianuro cuproso (se emplea en la galvanoplastia de latóny c obre)

d. sulfurod ea monio

e. nitrurod ep lata

Nomenclaturad ec ompuestos binarios de no metales

6.23 Escribe las fórmulas donde se indican los nombres, y escribe los nombres con prefijos griegos donde se muestranl asf órmulas.

a. óxidon ítrico b. disulfurod ec arbono

c. N_2O_3 d. N_2O

e. SO_3 f. P_2O_5

6.24 Escribe las fórmulas donde se indican los nombres, y escribe los nombres con prefijos griegos donde se muestran las fórmulas.

a. óxidon itroso
b. tetraclorurod ec arbono
c. SF_6
d. N_2O_5
e. NO_2
f. PCl_3

6.25 Escribe las fórmulas donde se indican los nombres, y escribe los nombres con prefijos griegos donde se muestran las fórmulas.

a. pentaclorurod ef ósforo
b. tetróxidod ed initrógeno
c. P_4O_{10}
d. N_2O_5

6.26 Escribe las fórmulas donde se indican los nombres, y escribe los nombres con prefijos griegos donde se muestran las fórmulas.

a. hexasulfurod et etrafósforo
b. trióxidod ed initrógeno
c. SO_2
d. CBr_4

Determinaciónd e númerosd e oxidación

6.27 Determina el número de oxidación del elemento que se especificae nl osc ompuestosy i oness iguientes.

a. S en K_2SO_4
b. S en SO_3^{2-}
c. S en SO_3 gaseoso
d. Ie nH IO_3
e. I en HIO_2
f. I en HIO

6.28 Determina el número de oxidación del elemento que se especificae nl osc ompuestosy i oness iguientes.

a. P en Na_3PO_4
b. P en PO_3^{3-}
c. Mn en MnO_4^-
d. Mn en MnO_2
e. N en HNO_3
f. N en HNO_2

Nomenclaturad e los ácidos ys us sales

6.29 Escribel af órmulad el osá cidosy s aless iguientes.

a. ácidob romhídrico
b. ácido nítrico
c. ácidon itroso
d. ácidoc arbónico
e. bromurod ep lata
f. nitratod ep lata

6.30 Escribel af órmulad el osá cidosy s aless iguientes.

a. ácidoh ipocloroso
b. ácidoc loroso
c. ácidoc lórico
d. ácidop erclórico
e. cloritod es odio
f. hipocloritod es odio

6.31 Escribel af órmulad el osá cidosy s aless iguientes.

a. ácidoa cético
b. acetatod ep otasio
c. ácidos ulfuroso
d. sulfitod ea monio
e. ácidoc lorhidrico
f. clorurod em agnesio

6.32 Escribel af órmulad el osá cidosy s aless iguientes.

a. ácidoc arbónico
b. carbonatod el itio
c. ácidof osfórico
d. fosfatod em agnesio
e. ácidos ulfúrico
f. sulfatod eb ario

6.33 Escribe el nombre correcto de los ácidos y sales siguientes.

a. H_3PO_4
b. K_3PO_4
c. K_2HPO_4
d. KH_2PO_4

6.34 Escribe el nombre correcto de los ácidos y sales siguientes.

a. H_2SO_4
b. $KHSO_4$
c. HNO_3
d. KNO_3

6.35 Escribe el nombre correcto de los ácidos y sales siguientes.

a. H_2CO_3
b. $KHCO_3$
c. K_2CO_3
d. HF(ac)

6.36 Escribe el nombre correcto de los ácidos y sales siguientes.

a. H_2SO_3
b. $NaHSO_3$
c. Na_2SO_3
d. CH_3COOH

Química descriptiva, nombres comunes de sustancias químicasy sustanciasq uímicas industriales

6.37 Escribe la fórmula química, el nombre y un uso común de cada una de estas sustancias químicas. (Consulta las fórmulas en las tablas 6.9 y 6.10.)

a. eld ecahidratoc onocidoc omos osap aral avar
b. elp entahidratol lamadoh iposulfitop araf otografía
c. cala pagada
d. leched em agnesia
e. bicarbonatop arah ornear
f. ácidod ea cumulador
g. hielos eco
h. gash ilarante

6.38 Escribe la fórmula química, el nombre y un uso común de cada una de estas sustancias químicas. (Consulta las fórmulas en las tablas 6.9 y 6.10.)

a. eld ihidratol lamadoy eso
b. sald eE psom,u nh eptahidrato
c. bórax,u nd ecahidrato
d. lejía,s osac áustica
e. calv iva
f. piedrac aliza
g. eli ngredientef undamentald elv inagre
h. azúcard ec aña

6.39 Escribe la fórmula química, la fuente industrial, la producción anual aproximada y dos usos de cada una de estasi mportantess ustanciasq uímicasi ndustriales.

a. ácidos ulfúrico
b. ácidof osfórico
c. hidróxidod es odio
d. carbonatod es odio

6.40 Escribe la fórmula química, la fuente industrial, la producción anual aproximada y dos usos de cada una de estasi mportantess ustanciasq uímicasi ndustriales.

a. cala pagada
b. amoniaco
c. urea
d. ácidon ítrico

Estudiantes en *acción*

Ha nacido un compuesto... y ¿cómo se llama?

Lleva a cabo la siguiente actividad y enfrenta el reto de nombrar los compuestos químicos que se forman. Consulta las reglas de Nomenclatura de este capítulo y las Tablas 6.1 y 6.2 de símbolos y nombres de algunos cationes y aniones comunes.

Materiales y reactivos

- Tubos de ensayo para microescala
- Pipetas de 1 mL
- Espátula
- Clavo
- Lija
- Cucharilla de combustión
- Magnesio en tiras metálicas
- Mechero Bunsen
- Guantes de neopreno
- Lentes de seguridad
- Pinzas
- Blanqueador doméstico
- Azufre en polvo
- Ácido clorhídrico 0.1 M
- Hidróxido de sodio 0.1 M
- Vidrio de reloj
- Vaso de precipitados de 10 mL.

Experimento A

Procedimiento

1. Lija un clavo, sumérgelo en blanqueador doméstico y observa al día siguiente. El blanqueador es una disolución en la que por acción del hipoclorito se aumenta la concentración de oxígeno disuelto, debido a ello, es oxidante y al colocar el objeto se oxida más rápidamente.
2. Completa la tabla con los iones que dan origen al compuesto *x*. Escribe los datos faltantes e investiga algunos usos del compuesto formado.

La reacción producida es:

$$\underset{\text{hierro}}{Fe\,(s)} + \underset{\text{oxígeno}}{O_2(ac)} + \underset{\text{agua}}{H_2O(1)} \longrightarrow \underset{\text{compuesto } x}{Fe(OH)_3(ac)}$$

Catión	Anión	Fórmula del compuesto *x*	Nombre del compuesto *x*	Usos
Fe^{3+}		$Fe(OH)_3$		

Experimento B

1. Con ayuda de las pinzas, sostén una tira de magnesio de aproximadamente 1 cm y llévala a la parte azul de la flama de un mechero Bunsen. Caliéntala hasta que percibas una luz blanca muy intensa (no la mires directamente, cuando la percibas, desvía la vista, sin dejar de trabajar), recoge las cenizas en un vidrio de reloj.
2. Completa la tabla con los iones que dan origen al compuesto *x*, escribe los datos que hacen falta e investiga algunos usos del compuesto formado.

La reacción producida es: $2Mg\,(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$

magnesio oxígeno compuesto *x*

Catión	Anión	Fórmula del compuesto *x*	Nombre del compuesto *x*	Usos
	O^{2-}	MgO		

Experimento C

1. Coloca azufre en polvo hasta un tercio de la capacidad de una cucharilla de combustión limpia y seca. Luego, llévala a la parte azul de la flama de un mechero Bunsen y observa.
2. Completa la tabla con los elementos que dan origen al compuesto *x*, escribe los datos que hacen falta e investiga algunos usos del compuesto formado.

La reacción producida es: $S(s) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_2(g)$

azufre oxígeno compuesto *x*

No metal	Oxígeno	Fórmula del compuesto *x*	Nombre del compuesto *x*	Usos
	O_2	SO_2		

Experimento D

1. Usa guantes de neopreno y gafas de seguridad para este paso. Coloca 0.5 mL de hidróxido de sodio 0.1 M en un vaso de precipitados de 10 mL y, con mucho cuidado, adiciona 0.5 mL de ácido clorhídrico 0.1 M.
2. Completa la tabla con los iones que originan al compuesto *x* y al subproducto, escribe los datos que hacen falta e investiga algunos de los usos del compuesto formado.

La reacción producida es: $NaOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(s) + H_2O(1)$

hidróxido de sodio ácido clorhídrico compuesto *x* subproducto

Cationes (falta incluir uno de ellos)	Aniones (falta incluir uno de ellos)	Fórmula del compuesto *x*	Nombre del compuesto *x*	Usos
Na^+	Cl^-	NaCl		

capítulo

7

Propiedades periódicas de los elementos

CONTENIDO

7.1 Orden a partir del caos: descubrimientos sobre la periodicidad

7.2 La tabla periódica en nuestros días

7.3 Tamaño atómico y tamaño iónico

7.4 Energía de ionización

7.5 Tendencias de los puntos de fusión y de ebullición

7.6 Tendencias de la densidad y la conductividad

7.7 Examen de los elementos por grupos

7.8 Metales de transición

7.9 Metales de transición interna

Hay belleza en la ROSA que surge de la incorporación ordenada de pétalos, capa sobre capa, hasta formar un hermoso capullo o una flor.
Hay belleza en la MÚSICA que surge de una serie de tonos que se conjugan, octava tras octava, a partir de un conjunto fundamental de notas, hasta formar un espectro total de sonido.
Hay belleza en la QUÍMICA que surge de una serie de propiedades de elementos que se repiten una y otra vez, periodo tras periodos, en la tabla periódica.

–Ralph Burns

Al estudiar las diversas propiedades de los elementos y sus reacciones, los químicos comprendieron que estas propiedades se presentan de forma periódica, y que estas propiedades guardan una relación directa con la estructura electrónica. En este capítulo explicaremos lo valiosísima que resulta la tabla periódica para predecir ciertas propiedades de los elementos. Asimismo, incluiremos algunos usos prácticosd ev ariose lementosp aram ostrarl ad ependenciae ntreu sosy p ropiedades.

7.1 Orden a partir del caos: descubrimientos sobre la periodicidad

Hagamos un viaje imaginario en el tiempo, al siglo XIX. En esa época se descubrían nuevos elementos con una frecuencia sorprendente. Ya para 1830 se conocían 55 elementos, todos ellos con propiedades que parecían distintas y sin un orden evidente. Las personas en general —no sólo los científicos— tienden a buscar patrones regulares en la naturaleza e intentan encontrar orden en medio de un caos aparente. Varios químicos hicieron intentos por organizar los elementos de alguna forma sistemática. En 1817 J. W. Dobereiner, profesor de química en Alemania, demostró que la masa atómica del estroncio se aproxima mucho a un promedio de las masas atómicas de dos metales similares: el calcio y el bario. Tiempo más tarde, descubrió que hay otras *tríadas* de elementos similares, como litio, sodio y potasio, o cloro, bromo y yodo (Fig. 7.1). Dobereiner recomendó clasificar los elementos por tríadas, pero no consiguió identificar suficientes de ellas para que el sistema fuese útil. Su propuesta no encontró la aceptación deseada, pero se le reconoce por estos intentos precursores de clasificar los elementos. Se propusieron también otros esquemas de clasificación, entre ellos el de Newlands.

Ley de las octavas
En 1864, el químico inglés John A. R. Newlands propuso su "ley de las octavas" después de advertir que, cuando se organizan los elementos en orden de masa atómica creciente, cada octavo elemento tiene propiedades similares. (En esa época aún no se habían descubierto los gases nobles.) El trabajo de Newlands fue ridiculizado por otros científicos de la Royal Chemical Society, quienes se negaron a publicarlo, pero muchos años más tarde fue distinguido por la misma sociedad por sus importantes aportaciones.

La organización más satisfactoria de los elementos fue obra de Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), un profesor ruso de química (Fig. 7.2), quien señaló que las propiedades, *tanto físicas como químicas, de los elementos varían periódicamente al aumentar la masa atómica*. Esto se conoce como la **ley periódica**. En 1869, a la edad de 35 años, Mendeleev publicó una **tabla periódica** de los elementos que es parecida a la tabla periódica moderna. En su tabla los elementos estaban ordenados por masa atómica creciente, y en periodos, de modo que los elementos con propiedades químicas similares estuviesen en la misma columna vertical, o grupo. Hubo algunos casos en los que Mendeleev tuvo que colocar un elemento de masa atómica un poco mayor antes de un elemento de masa atómica algo menor. Por ejemplo, situó el telurio (con masa atómica de 127.6) antes que el yodo (con masa atómica de 126.9) porque las propiedades del telurio se parecían a las del azufre y del selenio, en tanto que el yodo se asemeja al cloro y al bromo.

Para Mendeleev, la periodicidad estaba relacionada con la masa atómica, pero hoy día se usa el número atómico. Véase el trabajo de Moseley en la sección 7.2.

Mendeleev dejó algunos huecos en su tabla. En vez de considerar esos espacios en blanco como defectos, audazmente predijo la existencia de elementos que aún no habían sido descubiertos. Más aún, predijo incluso las propiedades de algunos de esos elementos faltantes. En vida de Mendeleev se descubrieron varios elementos nuevos, entre ellos el

IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 **H** 1.01																	2 **He** 4.00
3 **Li** 6.94	4 **Be** 9.01											5 **B** 10.8	6 **C** 12.0	7 **N** 14.0	8 **O** 16.0	9 **F** 19.0	10 **Ne** 20.2
11 **Na** 23.0	12 **Mg** 24.3											13 **Al** 27.0	14 **Si** 28.1	15 **P** 31.0	16 **S** 32.1	17 **Cl** 35.5	18 **Ar** 40.0
19 **K** 39.1	20 **Ca** 40.1	21 **Sc** 45.0	22 **Ti** 47.9	23 **V** 50.9	24 **Cr** 52.0	25 **Mn** 54.9	26 **Fe** 55.9	27 **Co** 58.9	28 **Ni** 58.7	29 **Cu** 63.5	30 **Zn** 65.4	31 **Ga** 69.7	32 **Ge** 72.6	33 **As** 74.9	34 **Se** 79.0	35 **Br** 79.9	36 **Kr** 83.8
37 **Rb** 85.5	38 **Sr** 87.6	39 **Y** 88.9	40 **Zr** 91.2	41 **Nb** 92.9	42 **Mo** 95.9	43 **Tc** (99)	44 **Ru** 101	45 **Rh** 103	46 **Pd** 106	47 **Ag** 108	48 **Cd** 112	49 **In** 115	50 **Sn** 119	51 **Sb** 122	52 **Te** 128	53 **I** 127	54 **Xe** 131
55 **Cs** 133	56 **Ba** 137	57 **La** 139	72 **Mf** 179	73 **Ta** 181	74 **W** 184	75 **Re** 186	76 **Os** 190	77 **Ir** 192	78 **Pt** 195	79 **Au** 197	80 **Hg** 201	81 **Tl** 204	82 **Pb** 207	83 **Bi** 209	84 **Po** (210)	85 **At** (210)	86 **Rn** (222)
87 **Fr** (233)	88 **Ra** (226)	89 **Ac** (227)	104 **Rf** (261)	105 **Db** (262)	106 **Sg** (263)	107 **Bh** (264)	108 **Hs** (265)	109 **Mt** (268)	110 (269)	111 (272)	112 (277)		114 (285)		116 (289)		

Figura 7.1 Losp esosa tómicos dele lemento centrald ec adat ríada dee lementos tienenv alores numéricoss ituadosa m edioc amino entrel osc orrespondientesa l oso tros elementosd e lat ríada.

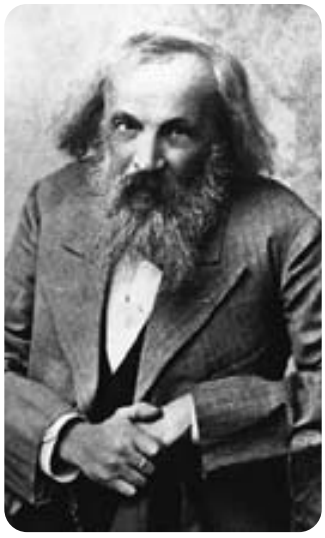


Figura 7.2 DmitriM endeleev (1834-1907) fue el químico ruso que inventól at ablap eriódicad el os elementos.N acido enS iberia,f ue el menor de 17 hermanos.

escandio (Sc), el galio (Ga) y el germanio (Ge); sus propiedades químicas coincidieron, dentro de límites estrechos, con las propiedades pronosticadas por Mendeleev.

Aunque se reconoce a Mendeleev como el descubridor de la tabla periódica, el químico alemán Lothar Meyer había ideado de forma independiente su propia tabla periódica en 1868, pero su trabajo no se publicó hasta 1870, un año después de la publicación de Mendeleev, quien, sin embargo, ya había logrado considerable notoriedad al predecir audazmentel asp ropiedadesq uímicasd ec iertose lementoss ind escubrir.

EJEMPLO 7.1 Predicción de las masas atómicas

Para la tríada Li, Na y K, determina la masa atómica del Na con una precisión de 0.1 uma, calculando el promedio de las masas del Li y K. (Las masas atómicas aparecen en la tabla periódica de la parte interior de la portada de este libro.) Compara tu respuesta con la masa atómica del sodio que presenta la tabla.

SOLUCIÓN

$$\frac{\text{Li uma} + \text{K uma}}{2} = \frac{6.9 \text{ uma} + 39.1 \text{ uma}}{2} = 23.0 \text{ uma}$$

Esta masa atómica del sodio, Na, coincide con el valor que se muestra en la tabla periódica.

EJERCICIO 7.1

(a) Determina la masa atómica prevista para el escandio con una aproximación de 0.1 uma promediando las masas del Ca y del Ti. Compara tu respuesta con la masa del Sc que se muestra en la tabla periódica.

(b) Determina la masa atómica prevista para el germanio con una aproximación de 0.1 uma promediando las masas del Si y del Sn. Compara tu respuesta con la masa del Ge que se muestra en la tabla periódica.

Véanse los problemas 7.1 -7.8 .

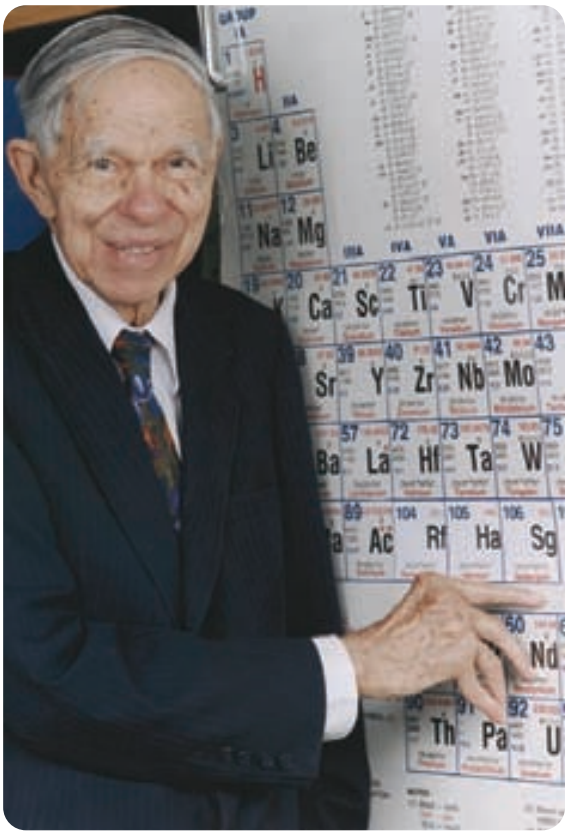
7.2 La tabla periódica en nuestros días

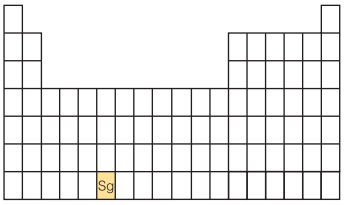
Un premio perdido Mendeleev no recibió el Premio Nobel de Química de 1906 por un solo voto, y murió antes de la elección del año siguiente. Al elemento 101 (descubierto en 1955) se le dio el nombre de mendelevio en su honor.

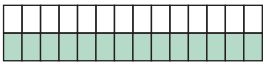
Desde la época de Mendeleev, la tabla periódica ha experimentado numerosos cambios para incluir elementos nuevos, valores más exactos y diferentes formas de rotular los grupos (columnas) de elementos de la tabla. El interior de la cubierta de este libro muestra una tabla periódica moderna, la cual será conveniente consultar con frecuencia. En la tabla periódica moderna el orden de los elementos coincide con el aumento en el número atómico, es decir, en el número de protones presentes en el núcleo de cada elemento. Aproximadamente 45 años después de que Mendeleev ideara la tabla periódica, pero tan sólo dos años después de las investigaciones de Rutherford sobre el núcleo, Henry Moseley, un estudiante de posgrado que trabajaba con Rutherford, perfeccionó una técnica para establecer el tamaño de la carga positiva de un núcleo. Moseley concluyó que cada elemento difiere de todos los demás elementos en que tiene un número de protones (o número atómico) distinto. En el caso de la mayor parte de los elementos, el aumento en el número atómico coincide con un aumento de masa atómica. Son excepciones a esta regla el telurio y el yodo, ya mencionados, así como el cobalto, el níquel, el argón y el potasio.

En la actualidad, los elementos están organizados en la tabla periódica en orden del *número atómico*, no de la masa atómica, creciente. Observa que no falta ningún número atómico entre los primeros 112 elementos incluidos en la tabla. Por tanto, podemos estar seguros de que jamás se descubrirá algún elemento intermedio entre dos cualesquiera de estos 112 elementos.

Las dos filas de metales de transición interna, situados debajo del cuerpo principal de casi todas las tablas periódicas actuales, no formaban parte de la tabla periódica de Mendeleev. Hasta antes de que Glenn T. Seaborg (1912-1999) desoyera el consejo de sus colegas







Metales de transición interna

Figura 7.3 Glenn T.S eaborg (1912-1999), quienp articiparae n eld escubrimientoy preparación dev ariose lementost ransuránicos, tambiénh izoh istoriac uando modificól at ablap eriódica colocandol osa ctínidosd ebajo del cuerpo principal de la tabla, junto con los demás elementos de transicióni nterna,c omoa quís e muestra. Fue uno de los galardonados cone lP remioN obel deQ uímicad e1 951. Ale lemento 106 se le dio el nombre de seaborgio, Sg, en su honor.

y publicara su propia versión de la tabla periódica, los elementos de número atómico 90, 91 y 92 (torio, Th, protactinio, Pa, y uranio, U) seguían al actinio en el cuerpo principal de la tabla periódica (Fig. 7.3). Seaborg estaba convencido de que el Th, el Pa y el U, así como los recién descubiertos elementos transuránicos precisamente los que Seaborg y sus colegas sintetizaran en la Universidad de Calfornia en Berkeley, tenían propiedades semejantes a las de los demás elementos de transición interna situados debajo del cuerpo principal de la tabla periódica. Su modificación de la tabla periódica hizo posible predecir con exactitud las propiedades de elementos transuránicos aún no descubiertos. La síntesis de varios de estos elementos probó que Seaborg tenía razón; su perspicacia cambió la forma de las tablas periódicas que se usan hoy en día.

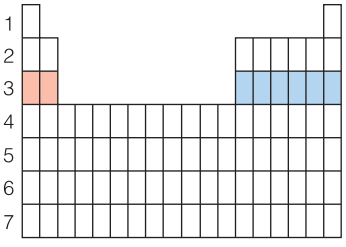
Conexión con el aprendizaje
Los **elementos transuránicos** son los que siguen al uranio en la tabla periódica; es decir, son los elementos de número atómico mayor de 92.

Periodos de elementos: tendencias generales

Un **periodo de elementos**, una fila horizontal (Fig. 7.4), de la tabla periódica presenta una variación en cuanto a propiedades físicas y químicas que muestra un estrecho paralelismo con la variación de las propiedades de otros periodos. Por ejemplo, el segundo y tercer periodos de elementos comienzan con metales brillantes y reactivos a la izquierda, seguidos de sólidos opacos y no metales reactivos. Cada periodo termina en un gas noble incoloro y no reactivo. Esta tendencia del aspecto va de la mano de la tendencia del carácter metálico al no metálico dentro de un periodo.

El aumento en el número de electrones de valencia de los elementos del tercer periodo es paralelo al incremento en el número de electrones de valencia de los elementos del segundo periodo. El primer elemento de cada periodo tiene un electrón de valencia en su nivel de energía más alto. Por ejemplo, el litio tiene un electrón en su segundo nivel de

Figura 7.4 Enl at ablap eriódica hays ietep eriodosd ee lementos. Aquí se destaca el periodo 3.



energía; el sodio, un electrón de valencia en su tercer nivel de energía, y el potasio, un electrón de valencia en su cuarto nivel de energía. En resumen, los cambios periódicos de las propiedades de los elementos coinciden con su ubicación en la tabla periódica.

Grupos y familias de elementos

Las columnas verticales de elementos de la tabla periódica se llaman **grupos de elementos** cuando se incluye el número de la columna, o bien **familias químicas** cuando se incluye el nombre de la familia. Por ejemplo, los metales del Grupo IA pertenecen a la familia de los metales alcalinos (Fig. 7.5). Los elementos de una misma familia tienden a tener propiedades químicas similares.

En Estados Unidos los encabezados de grupo de los **elementos representativos** (los de las primeras dos y las últimas seis columnas de elementos) se han designado tradicionalmente mediante un número romano seguido de la letra A, en el caso de los grupos del IA al VIIIA (los gases nobles). Los grupos de los metales de transición, situados cerca del centro de la tabla, se designan con la letra B. En Europa, todos los grupos a la izquierda del Grupo VIII de los metales de transición se designan como grupos A, y los que están a la derecha de ese mismo grupo se designan como grupos B. Se han presentado numerosas propuestas para resolver este dilema. Una propuesta de la American Chemical Society que está ganando aceptación evita la notación A y B numerando simplemente los grupos en orden, del 1 al 18. Debido a que aún no se ha resuelto la cuestión de cómo rotular los grupos, los estudiantes de química tendrán que aceptar el uso de tablas periódicas con sistemas de notación diferentes. En este libro emplearemos el extendido sistema de rótulos A y B, preferido por muchos educadores en el campo de la química.

Como se describió en el capítulo 5, todos los elementos de un mismo grupo tienen igual número de electrones de valencia. Todos los elementos del Grupo IA tienen un electrón de valencia: un electrón *s*. Todos los elementos del Grupo IIA tienen dos electrones de valencia *s*. Estos dos grupos de elementos constituyen el bloque *s* de elementos. Los elementos de los grupos IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIA tienen de uno a seis electrones, respectivamente, en el subnivel *p* más externo. Estos elementos constituyen el bloque *p* de elementos. Los grupos de los metales de transición, situados cerca del centro de la tabla periódica, tienen de uno a diez electrones en el subnivel *d*.

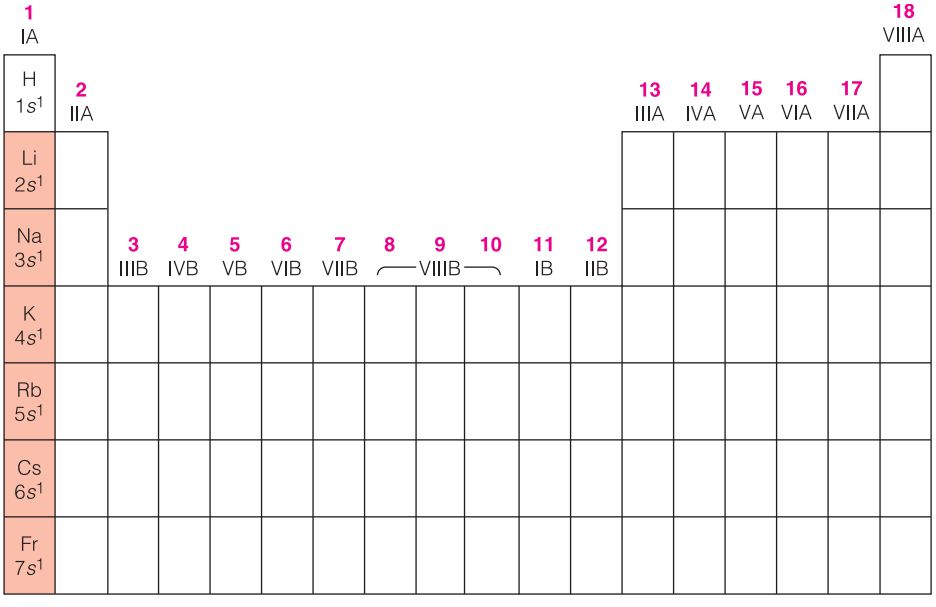


Figura 7.5 La familia de los metalesa lcalinos(GrupoI A)e s el grupo que ocupa el extremo izquierdod el at ablap eriódica.

EJEMPLO 7.2 **Fundamentos de la tabla periódica**

Indica el nombre de la familia de elementos con números atómicos 9, 17, 35, 53 y 85, y describe sus semejanzas en términos de propiedades metálicas o no metálicas, número dee lectronesd ev alenciay s ubniveld ee lectrones.

SOLUCIÓN Se trata de la familia de elementos de los halógenos (identificada en el capítulo 4). Todos los halógenos son no metales con siete electrones de valencia (dos electronesd ev alenciae stáne nu ns ubnivel *s*, y cinco más, en un subnivel *p*).

EJERCICIO 7.2

(a) ¿Qué periodos de elementos contienen metales de transición? ¿Cuáles no los contienen?

(b) ¿Quép eriodosd ee lementosc ontienenm etalesd et ransicióni nterna?

Véansel os problemas 7.9-7.22.

7.3 Tamaño atómico y tamaño iónico

No es posible establecer el radio o volumen exacto de un átomo porque éste no es una esfera dura con límites definidos. La probabilidad de encontrar un electrón disminuye a distancias mayores respecto al núcleo, de una manera comparable con la disminución del oxígeno atmosférico al aumentar la distancia respecto a la Tierra. Por consiguiente, el tamaño atómico se basa en una distancia media entre los electrones externos y el núcleo. El radio de un átomo se puede citar en angstroms ($1\ \text{Å} = 1 \times 10^{-10}$ m), pero las unidades SI son los nanómetros ($1\text{nm} = 1 \times 10^{-9}$ m) o picómetros ($1\ \text{pm} = 1 \times 10^{-12}$ m). Por ejemplo, un átomo de sodio tiene un radio de 1.86 Å, 0.186 nm o 186 pm.

Tendencias del tamaño atómico

La variación del tamaño de los átomos es una propiedad periódica, como se muestra en la Fig. 7.6. Observa que cada máximo de la gráfica representa el radio relativamente grande del átomo de un metal alcalino. En la Fig. 7.7 se muestran en formato de tabla periódica, con fines comparativos, los radios atómicos de los elementos representativos. Last endenciasd elt amañoa tómicos er esumenc omos igue.

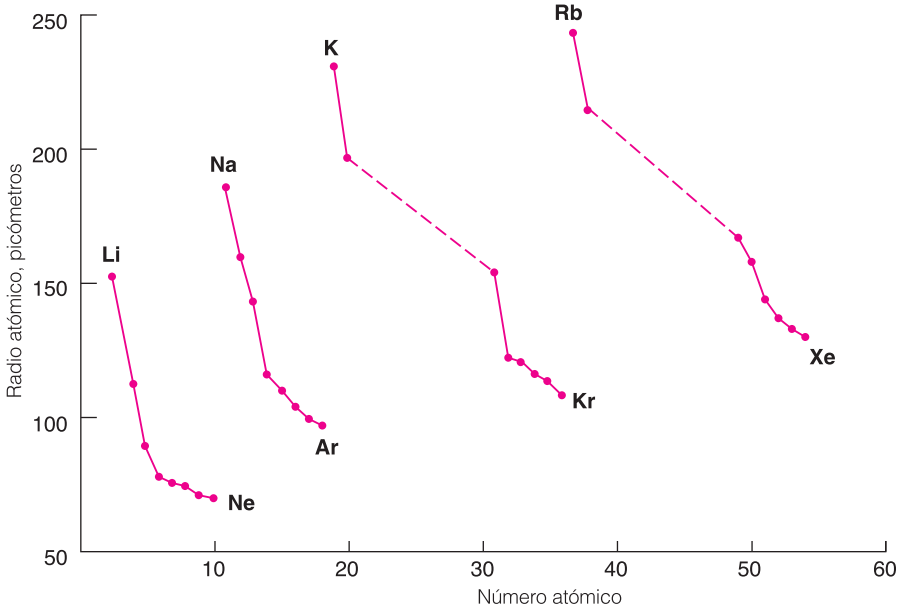


Figura 7.6 Elt amañoa tómicoe s unap ropiedadp eriódica,c omol o indical ag ráficaq uem uestrae lr adio atómicoe nf unciónd eln úmero atómico de los elementos de los periodos 2, 3, 4 y 5. (No se incluye el tamaño de los metales de transición.)

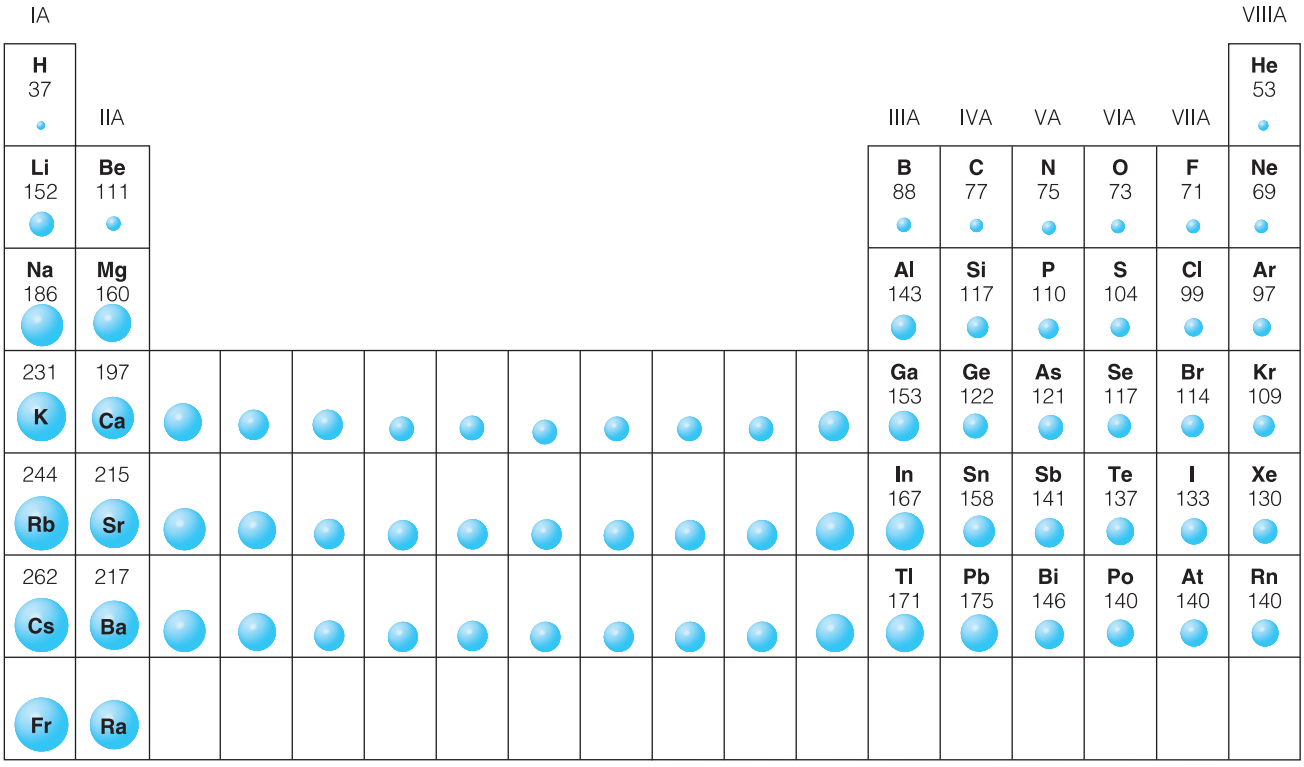


Figura 7.7 Radiosa tómicosd el ose lementosr epresentativose xpresadose np icómetros.

Dentrod eu nG RUPO,e lt amañoa tómicoa umentac one ln úmeroa tómico.
Dentro de un PERIODO, el tamaño atómico tiende a disminuir conforme el número atómicoa umenta.

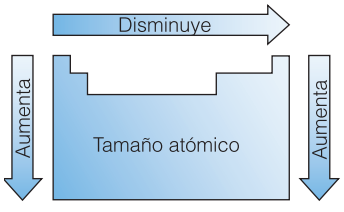
Dentro de cada grupo (o familia) de elementos, el tamaño de los átomos *aumenta* a medida que los electrones ocupan niveles de energía más altos. Sin embargo, dentro de cada periodo de elementos el tamaño atómico tiende a *disminuir* a medida que se incorporan más electrones a un nivel de energía específico. Esto se debe a que cada elemento de un periodo tiene un protón más que el elemento precedente, y el aumento de carga nuclear atrae la nube electrónica más cerca del núcleo. Las tendencias de los datos de la Fig. 7.7 se resumen en la Fig. 7.8.

Iones y tendencias del tamaño iónico

Cuando un átomo o grupo de átomos gana o pierde uno o más electrones, se forma una partícula con carga llamada **ion**. Los átomos metálicos —los cuales tienen casi todos menos de cuatro electrones de valencia— tienden a perder sus electrones de valencia para formar iones positivos conocidos como **cationes**. El radio de un ion metálico es aproximadamentel am itadd elr adiod elá tomom etálicoc orrespondiente(Fig.7 .9).

Los átomos no metálicos tienden a ganar electrones para formar **aniones** negativos. Por ejemplo, los halógenos, con siete electrones de valencia, ganan con facilidad un electrón para llenar totalmente un nivel de energía externo con ocho electrones: un octeto de electrones. Debido a que un ion halogenuro —el ion de un halógeno— tiene un electrón más que el número de protones, su carga iónica es 1–. Un ion negativo es considerablemente más grande que el átomo no metálico correspondiente. Por ejemplo, el radio de un ion

Figura 7.8 Tendencias generales del tamaño atómico.



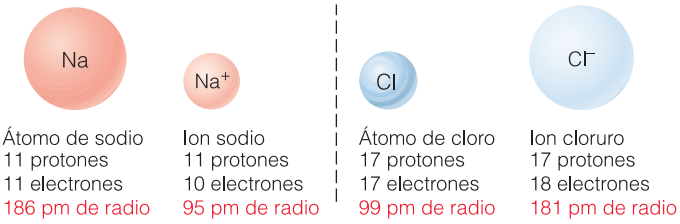


Figura 7.9 El radio de un ion metálicoe sd ea proximadamentel a mitadd elr adiod elá tomom etálico correspondiente.E lr adiod eu ni on nom etálicoe sd ea proximadamente el doble del radio del átomo no metálicoc orrespondiente.

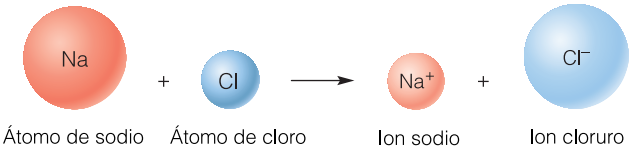
cloruro (181 pm) es aproximadamente dos veces mayor que el radio de un átomo de cloro (99 pm). Dentro de una familia de elementos el tamaño atómico, y también el iónico, aumentan con el número atómico (Fig. 7.10).

Comparemos el tamaño de un ion sodio (representado como Na^+) con el de un ion fluoruro, F^-. Estos iones son **isoelectrónicos**; es decir, tienen el mismo número total de electrones. Ambos iones tienen 10 electrones, pero el sodio tiene 11 protones (una carga nuclear de +11) y mayor atracción por sus electrones que un ion fluoruro con 9 protones (una carga nuclear de +9). Es de esperar que el ion sodio, con su mayor carga nuclear, tenga un radio más pequeño que un ion fluoruro. Se puede hacer la generalizacións iguiente.

En los iones isoelectrónicos, el radio disminuye a medida que la carga nuclear positivaa umenta.

Reacción de sodio con cloro

Esta información acerca de los tamaños atómicos y iónicos nos ayuda a entender lo que ocurre cuando los átomos de sodio reaccionan con átomos de cloro para formar cloruro de sodio (sal común), compuesto de iones sodio y iones cloruro.



Durante la reacción, cada átomo de sodio pierde un electrón y forma un ion sodio, mucho más pequeño. Entonces, un átomo de cloro captura este electrón para formar un ion cloruro, mucho más grande. Debido a que tanto el ion sodio como el ion cloruro tienenu no ctetoe stabled ee lectrones,e lp roducto,c lorurod es odio,e sm uye stable.

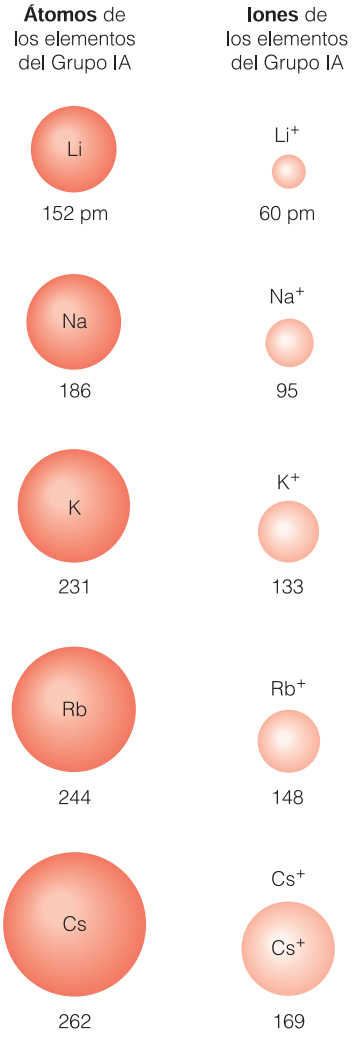


Figura 7.10 Comparaciónd e los radios de los átomos y iones delG rupoI A,e xpresados enp icómetros(pm).

EJEMPLO 7.3 Tamaño atómico y tamaño iónico

Compara el tamaño (radio) de un ion cloruro, Cl^-, con el de un ion potasio, K^+.

SOLUCIÓN Los iones son isoelectrónicos, con un total de 18 electrones cada uno. Debido a que el núcleo con más carga positiva ejerce mayor atracción sobre sus electrones, es de esperar que el ion potasio sea más pequeño que el ion cloruro.

EJERCICIO 7.3

(a) ¿Qué es más grande, un átomo de potasio o un ion potasio? ¿Qué es más grande, un átomo de cloro o un ion cloruro?

(b) ¿Qué es más grande, un átomo de calcio o un ion calcio? Explica tu respuesta.

Véansel os problemas 7.23-7.34.

7.4 Energía de ionización

Para extraer un electrón de un átomo neutro se necesita una cantidad específica de energía porque los electrones están en niveles de energía definidos. La cantidad de energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso en su estado basal se llama **energía de ionización**. Ésta es otra propiedad periódica de los elementos, y es una medidad e cuáne strechamentee stánu nidosl ose lectronesa l osá tomos.

Por ejemplo, podemos representar la ionización de un átomo de sodio mediante la ecuación

$$Na + Energía \rightarrow Na^{+} + 1\ e^{-}$$

Como repaso, recuerda que un átomo de sodio tiene 11 electrones en torno a un núcleo con 11 protones (y 12 neutrones). Cuando se suministra la energía suficiente para "arrancar" un electrón de valencia, como se representa en la ecuación, se produce un ion sodio y un electrón libre. La energía que se necesita para extraer de un átomo el electrón unido a él con menos fuerza se conoce como **primera energía de ionización**. Se requiere más energía para extraer cada electrón adicional, para la segunda y tercera ionizaciones, etc., porque la carga positiva aumenta en uno a medida que se extrae cada electrón sucesivo. La energía de ionización se expresa en diferentes unidades de energía, como kilojoules por mol, kilocalorías por mol y electrón-volts por átomo, por ejemplo.

En la tabla 7.1 se indican las primeras energías de ionización de los elementos de los primeros tres periodos. Advierte que los gases nobles (números atómicos 2, 10, 18, …), que son los elementos más estables desde el punto de vista químico, tienen energías de ionización muy grandes, en tanto que los metales reactivos del Grupo IA (números atómicos 1, 3, 11, …) tienen energías de ionización pequeñas. Se pueden hacer las generalizaciones siguientes.

Dentro de cada PERIODO, la energía de ionización de los elementos aumenta con el númeroa tómico.

Dentro de un GRUPO, la energía de ionización de los elementos disminuye conforme eln úmeroa tómicoa umenta.

Los elementos más metálicos (Grupo IA) tienen las energías de ionización más pequeñas.

La variación periódica de las primeras energías de ionización se aprecia con claridad en la gráfica de energía de ionización en función del número atómico, como se ilustra en la Fig. 7.11. Estas tendencias muestran un estrecho paralelismo con las variaciones de tamaño atómico. En general, se necesita más energía para extraer un electrón de un átomo más pequeño; su electrón más externo está más próximo al núcleo. Advierte que la energía de ionización de los gases nobles, los puntos máximos de la gráfica, disminuye constantemente a medida que el número atómico aumenta. En otras palabras, la energía de

Tabla 7.1 Primeras energías de ionización (E.I.) de los primeros 18 elementos, en kJ/mol

Periodo1	H							He
E.I.	1312							2371
Periodo2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E.I.	520	900	800	1086	1402	1314	1681	2080
Periodo3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
E.I.	496	738	577	786	1012	1000	1255	1520

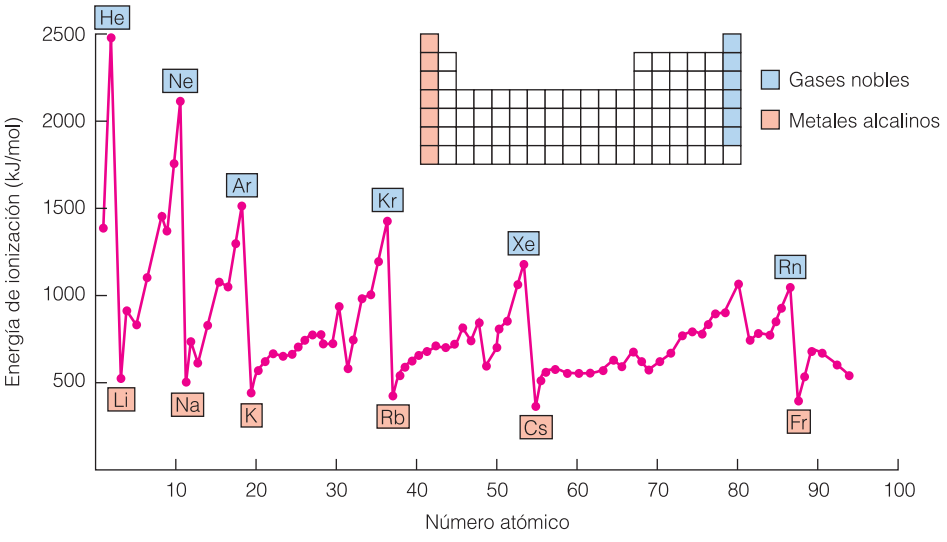


Figura 7.11 Lav ariaciónd e la energía de ionización es una propiedadp eriódica.L asp rimeras energíasd ei onizacións ei ndican aquí en kilojoules por mol.

ionización disminuye dentro de una familia o grupo conforme el tamaño atómico aumenta. Observa además que las energías de ionización de los metales alcalinos, los puntos mínimos de la gráfica, disminuyen a medida que el número y el tamaño atómico aumentan. En la Fig. 7.12 se resumen estas tendencias de las energías de ionización en relación con la tabla periódica. Los metales de la esquina inferior izquierda de la tabla periódica tienen las energías de ionización más pequeñas, y forman con facilidad iones metálicos positivos al perder electrones.

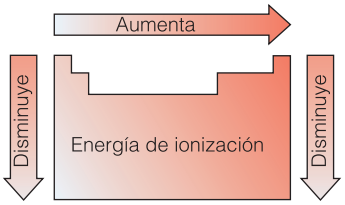


Figura 7.12 La energía de ionizaciónd el ose lementosd e unp eriodoa umentac one ln úmero atómico.D entrod eu nm ismo grupo,l ae nergíad ei onización disminuyec onformee ln úmero atómicoa umenta.

EJEMPLO 7.4 Energía de ionización

Selecciona en cada par el elemento del que cabría esperar la energía de ionización más pequeña.E xplicap orq ué.(Consultal at ablap eriódica.)

(a) B y O **(b)** Li y Cs

SOLUCIÓN

(a) Es de esperar que el boro tenga la energía de ionización más pequeña porque la energíad ei onizacióna umentad entrod eu np eriodo(dei zquierdaa d erecha).

(b) Es de esperar que el cesio tenga la energía de ionización más pequeña porque la energía de ionización disminuye dentro de un grupo conforme el número atómico aumenta.

EJERCICIO 7.4

(a) Después de examinar la gráfica que muestra las energías de ionización, ¿a qué conclusiónl legas?

(b) Analiza las energías de ionización de los metales del Grupo IIA.

Véansel os problemas 7.35-7.44.

7.5 Tendencias de los puntos de fusión y de ebullición

Las tendencias de los puntos de fusión y de ebullición son una medida de las fuerzas de atracción entre átomos o moléculas. Por ejemplo, los primeros dos halógenos, flúor y cloro, son gases a temperatura ambiente. Les sigue el bromo, que es un líquido rojizo, y el yodo, un sólido de color gris acerado. Esta tendencia de gas a líquido y finalmente a sólido es un ejemplo patente del aumento de la atracción y de los puntos de fusión a medida que los átomos de halógeno se hacen más grandes y su número atómico aumenta. Hay además una tendencia paralela de puntos de ebullición crecientes. Por otra parte, los metales del Grupo IA muestran la tendencia opuesta, con una disminución de los puntos de

Tabla 7.2 Puntos de fusión y de ebullición de algunos elementos

Metales alcalinos			Halógenos		
Elemento	Punto de fusión (K)	Punto de ebullición (K)	Elemento	Punto de fusión (K)	Punto de ebullición (K)
Li	454	1615	F	53	85
Na	371	1156	Cl	172	239
K	336	1032	Br	266	332
Rb	312	961	I	387	458
Cs	301	944	At	575	610

fusión y de ebullición debida al debilitamiento de los enlaces metálicos entre los átomos con el aumento de tamaño. En la tabla 7.2 se resumen los valores específicos de estos dos grupos de elementos.

Los puntos de fusión de los elementos del segundo periodo aumentan de izquierda a derecha en el caso de los primeros cuatro elementos, que son gases, como se muestra en la tabla 7.3. Advierte que el carbono tiene el punto de fusión más alto (4100 K) de los elementos del periodo 2. La forma de diamante del carbono es la más dura, y su punto de fusión es más alto que el de cualquier otro elemento. El silicio, que está exactamente debajo del carbono en la tabla periódica, tiene el punto de fusión más alto entre los elementos del tercer periodo. Así pues, dentro de un periodo los puntos de fusión aumentan primero y luego disminuyen. De izquierda a derecha dentro de una fila, los puntos de fusión aumentan abruptamente conforme las fuerzas de atracción cambian, de fuertes enlaces metálicos con electrones libres, a sólidos como el carbono y el silicio donde los electrones están sujetos en una red compleja. Después, los puntos de fusión descienden bruscamente en los no metales, que tienen fuerzas de atracción muy débiles. Además del diamante, ya mencionado, el tungsteno (W) y otros metales de transición que se agrupan en torno al tungsteno en los periodos 5 y 6 tienen puntos de fusión muy altos (Fig. 7.13).

Conexión con el aprendizaje
Debes ser capaz de señalar las regiones de la tabla periódica donde los puntos de fusión de los elementos son más altos.

EJEMPLO 7.5 Tendencias de los puntos de fusión

¿Cuál es el elemento de cada par que tiene el punto de fusión más alto? Ten en cuenta sup osicióne nl at ablap eriódica.

(a) Li y K **(b)** F_2 y Br_2 **(c)** Fe y Se

SOLUCIÓN

(a) El Li tiene un punto de fusión más alto que el K; los puntos de fusión *disminuyen* de arriba hacia abajo en el Grupo IA.

(b) El Br_2 tiene un punto de fusión más alto que el F_2; los puntos de fusión *aumentan* de arriba hacia abajo en el caso de los halógenos.

(c) El Fe tiene un punto de fusión más alto que el Se; dentro de un mismo periodo, losp untosd ef usiónp rimeroa umentany l uegod isminuyen.

Tabla 7.3 Puntos de fusión y densidades de los elementos del periodo 2

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Punto de fusión (K)	454	1560	2300	4100	63	50	53	25
Densidad*	0.53	1.85	2.34	2.62	1.2†	1.4†	1.7†	0.90†

*Las densidades se indican en gramos por centímetro cúbico excepto las de los gases (†), que se expresan en gramos por litro.

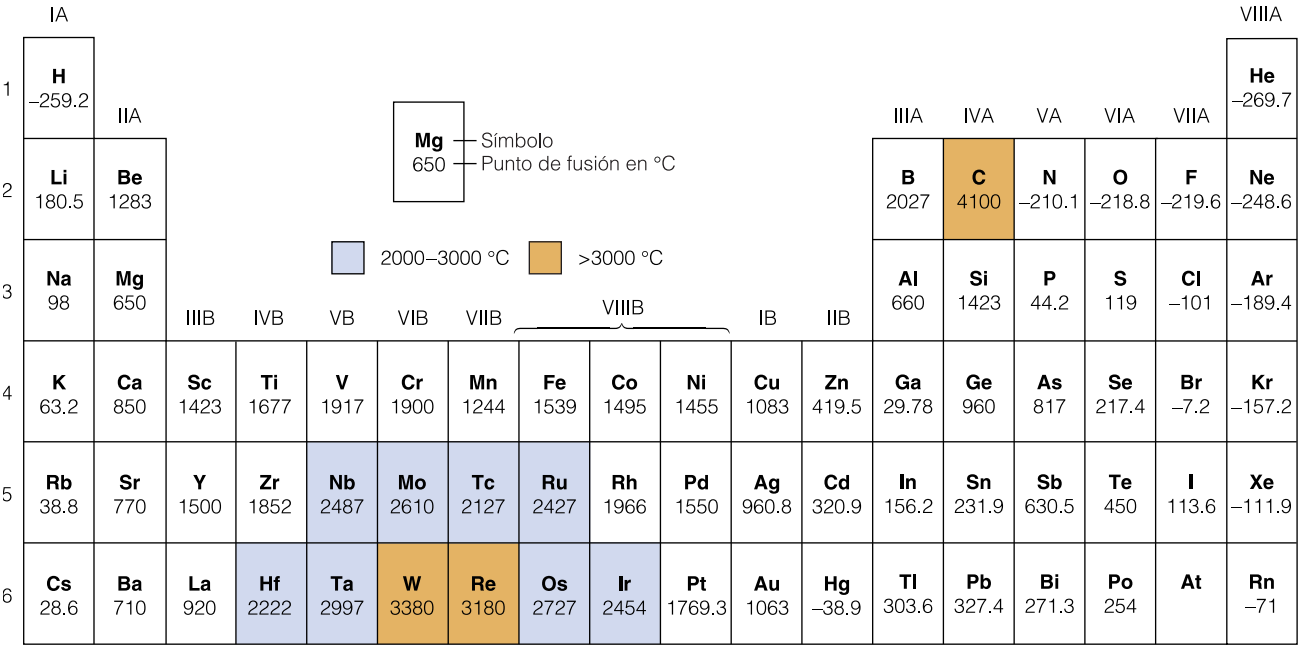


Figura 7.13 Puntos de fusión de los elementos.

EJERCICIO 7.5

(a) Analiza la tendencia general de los puntos de fusión de los elementos del periodo 4d el at ablap eriódica.

(b) Analiza la tendencia general de los puntos de fusión de los elementos de transición del periodo 5 de la tabla periódica.

Véansel os problemas 7.45-7.48.

7.6 Tendencias de la densidad y la conductividad

Examinemos la densidad y la conductividad de los elementos para saber si existe algunar elacionc ons up osicióne nl at ablap eriódica.

Densidad de los elementos

Con pocas excepciones, dentro de cada grupo o familia la densidad de los elementos aumenta con el número atómico. En un mismo periodo de elementos, la densidad aumenta primero y luego disminuye (Fig. 7.14). Esta tendencia es más evidente en los elementos de los periodos 4, 5 y 6. Por ejemplo, el cobalto, el níquel y el cobre, que están cerca del centro del periodo 4, son los elementos más densos de este periodo. Las densidades de los elementos del periodo 5 son casi 50% más grandes que las densidades de los elementos correspondientes del periodo 4.

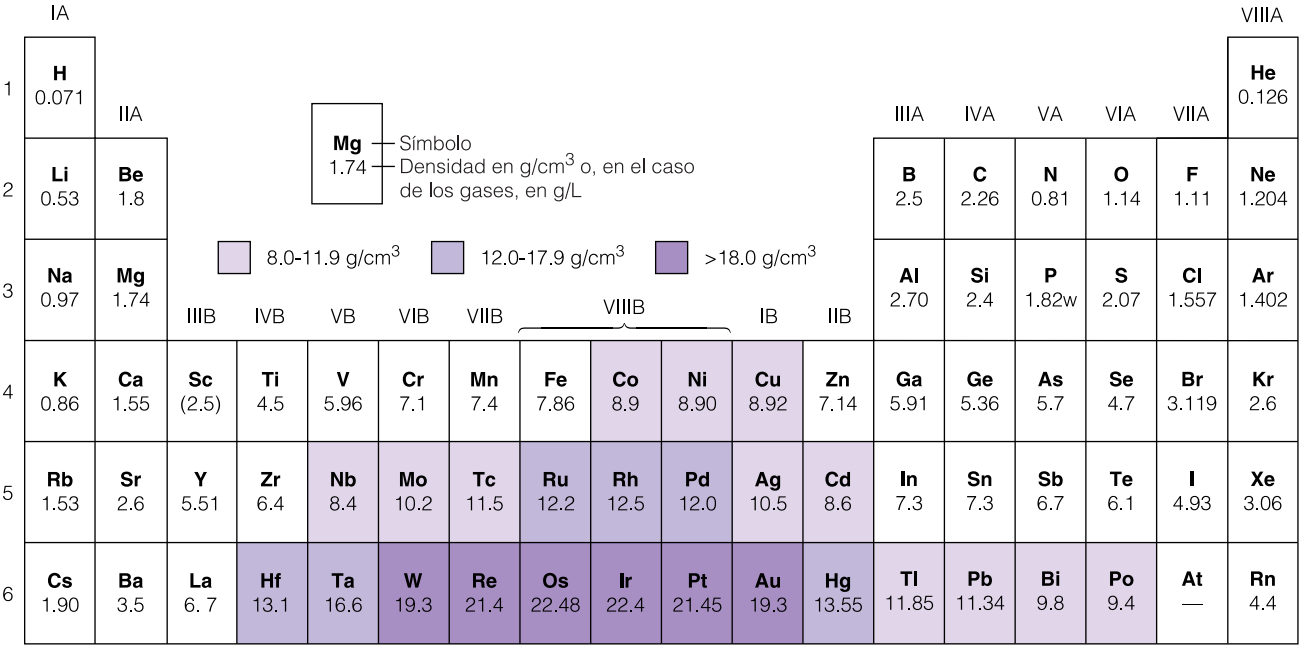
Los elementos con mayor densidad son los metales del centro del periodo 6, que incluyen el osmio (Os), el iridio (Ir) y el platino (Pt), todos ellos con densidades de aproximadamente 22 g/cm^3. Estas densidades son casi dos veces mayores que las de los metales másd ensosd elp eriodo5 .

Parar esumir,

Dentro de un GRUPO, la densidad de los elementos aumenta con el número atómico.

Dentro de un PERIODO, la densidad de los elementos aumenta primero y luego disminuye.

Los elementos con mayor densidad están en el centro del periodo 6.



	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 0.071																	He 0.126
2	Li 0.53	Be 1.8											B 2.5	C 2.26	N 0.81	O 1.14	F 1.11	Ne 1.204
3	Na 0.97	Mg 1.74											Al 2.70	Si 2.4	P 1.82w	S 2.07	Cl 1.557	Ar 1.402
4	K 0.86	Ca 1.55	Sc (2.5)	Ti 4.5	V 5.96	Cr 7.1	Mn 7.4	Fe 7.86	Co 8.9	Ni 8.90	Cu 8.92	Zn 7.14	Ga 5.91	Ge 5.36	As 5.7	Se 4.7	Br 3.119	Kr 2.6
5	Rb 1.53	Sr 2.6	Y 5.51	Zr 6.4	Nb 8.4	Mo 10.2	Tc 11.5	Ru 12.2	Rh 12.5	Pd 12.0	Ag 10.5	Cd 8.6	In 7.3	Sn 7.3	Sb 6.7	Te 6.1	I 4.93	Xe 3.06
6	Cs 1.90	Ba 3.5	La 6. 7	Hf 13.1	Ta 16.6	W 19.3	Re 21.4	Os 22.48	Ir 22.4	Pt 21.45	Au 19.3	Hg 13.55	Tl 11.85	Pb 11.34	Bi 9.8	Po 9.4	At —	Rn 4.4

Figura 7.14 Densidadd el ose lementos.

EJEMPLO 7.6 Comparación de las densidades de los elementos

Compara la tendencia de la densidad de los elementos Cu, Ag y Au. Explica tu respuesta.

SOLUCIÓN El orden de densidad creciente es Cu < Ag < Au; el oro es el más denso de los tres metales. Los tres pertenecen al mismo grupo; la densidad aumenta de arriba haciaa bajoc onformee ln úmeroa tómicoa umenta.

EJERCICIO 7.6

(a) Analiza la tendencia general de la densidad de los elementos del periodo 4 de la tablap eriódica.

(b) Analiza la tendencia general de la densidad de los elementos del periodo 6 de la tablap eriódica.

Conductividad del calor y de la electricidad

Todos los metales conducen tanto la electricidad como el calor, pero algunos presentan conductividades especialmente grandes. Entre estos últimos se cuentan, en orden de conductividad decreciente, la plata, el cobre, el oro, el aluminio, el calcio, el sodio y el magnesio. La conductividad de los demás metales es considerablemente menor. Los no metales no son conductores. No hay una tendencia real en la conductividad del calor ni de la electricidad, pero es interesante señalar que los tres mejores conductores pertenecen al Grupo IB y, junto con el sodio metálico del Grupo IA, estos metales tienen un electrón de valencia débilmente sujeto.

Conexión con el mundo real Debido a que el sodio es buen conductor térmico y a que su punto de fusión es bajo, se emplea como líquido refrigerante en algunas centrales nucleoeléctricas, de modo muy parecido al uso que se da al anticongelante y al agua en los motores de automóvil. Además, ciertas válvulas de escape de autos de carreras se llenan con sodio para mejorar su transferencia de calor.

EJEMPLO 7.7 Comparación de las conductividades de los elementos

De los elementos Al, Au, S, P y Cu, ¿cuáles son muy buenos conductores de la electricidad?

SOLUCIÓN Los metales Al, Au y Cu son buenos conductores; los no metales no son conductores.

Figura 7.15 El hidrógeno líquido de un tanque aislado de 75 L debajo del asiento trasero es el combustible del HydroGen 1, un vehículo de cero emisiones de la General Motors. La pila de 195 celdas de combustible y el motor eléctrico de 74 caballos caben dentro del compartimiento del motor y pesan solamente 67 kilogramos. Se genera electricidad en las celdas de combustible cuando se introduce H_2 gaseoso y O_2 del aire por lados opuestos del montaje del electrodo de membrana de platino combinación. El vehículo tiene una autonomía de 400 kilómetros y puede pasar de 0 a 96 kph en 16 segundos.

EJERCICIO 7.7

(a) Aunque la conductividad no muestra tendencias periódicas, ¿qué relación hay entrel ac onductividady l ose lectronesd ev alencia?

(b) Explica, en términos de electrones de valencia, por qué es de esperar que los elementosN a,C uy Ags eane xcelentesc onductoresd el ae lectricidad.

Véansel os problemas 7.49-7.52.

7.7 Examen de los elementos por grupos

A continuación se presenta un breve examen, por grupos, de las propiedades y usos de algunos elementos. No es posible proporcionar en esta obra mucha información acercad ec adae lemento.

El hidrógeno, un elemento singular

El hidrógeno, que es el primer elemento, es singular. Es con mucho el elemento más abundante en el universo. Se combina con el oxígeno para formar agua, H_2O, el compuesto más abundante en la Tierra y que cubre tres cuartas partes de su superficie. El hidrógenos ee stác onvirtiendoe nu nc ombustiblei mportante(Fig.7 .15).

Por lo regular se coloca el hidrógeno en el Grupo IA de la tabla periódica porque tiene un electrón de valencia, como los demás elementos de este grupo. Sin embargo, el hidrógeno es un gas diatómico, H_2, cuya química es muy diferente de la de los metales alcalinos representativos. Es por esto que se le sitúa en diferentes posiciones en las distintas tablas periódicas. Debido a que el hidrógeno, como el flúor y el cloro, necesita un electrón adicional para llenar un nivel de energía, ciertas tablas periódicas lo muestran cerca del helio, encima del flúor, pero la química del hidrógeno no se parece a la de los halógenos. A fin de destacar las características singulares del hidrógeno, algunas tablas periódicas muestran el elemento aislado en la parte superior central de la tabla periódica.

Grupo IA: metales alcalinos

Los metales alcalinos (Fig. 7.16) —litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (R), cesio (Cs) y francio (Fr)— son metales blandos, de color gris plateado, que se pueden cortar con un cuchillo. Su densidad es muy pequeña y son buenos conductores del calor y de la electricidad. Los metales del Grupo IA reaccionan rápidamente con el agua, el oxígeno y otras sustancias químicas, y nunca se les encuentra como elementos libres (no combinados) en estado natural. Los compuestos representativos de los metales alcalinos son solubles en agua y están presentes en el agua de mar y en los depósitos de sal. Debido a que

Figura 7.16 Grupo IA; los metalesa lcalinos.

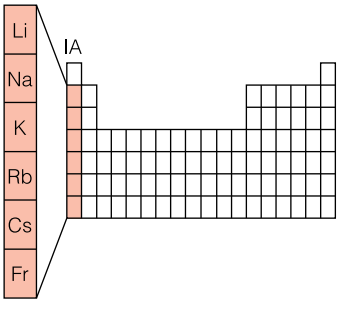


Figura 7.17 La sal común, NaCl, cristalizadae ne stanquesd e evaporación en el mar Muerto, en laf ronterae ntreI sraely J ordania. En la antigüedad la sal común era unp roductob ásicov alioso;s e intercambiabap ors um ismop eso en oro. La importancia de la sal en la nutrición animal ha sido reconocida desdeh acem uchot iempo.

Conexión médica
Para tener buena salud, es indispensable conservar el equilibrio correcto de sodio y potasio en el cuerpo humano. Son buenas fuentes de potasio en la dieta los plátanos, las papas, el jugo de naranja, las espinacas, los tomates, el maíz y los guisantes.

estos metales reaccionan con rapidez con el oxígeno, se venden en recipientes al vacío; sin embargo, una vez abierto el recipiente, los metales se guardan inmersos en aceite mineral o queroseno. De este grupo, el sodio y el potasio son los elementos más comunes, y ocupan, respectivamente, los lugares sexto y séptimo en abundancia en la corteza terrestre. La sal común, que es el compuesto de sodio más conocido, es el cloruro de sodio, NaCl (Fig. 7.17). El potasio (por lo regular como KCl) es un ingrediente importante de los fertilizantes. Hay grandes depósitos de compuestos de potasio en los estados de Nuevo México y California.

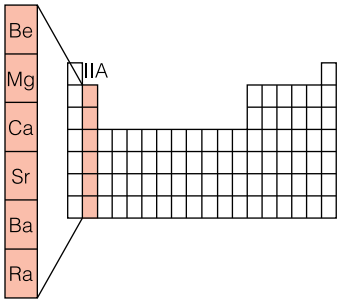


Figura 7.18 Grupo IIA; los metalesa lcalinotérreos.

Grupo IIA: metales alcalinotérreos

Los metales del Grupo IIA, o metales alcalinotérreos (Fig. 7.18) son el berilio (Be), el magnesio (Mg), el calcio (Ca), el estroncio (Sr), el bario (Ba) y el radio (Ra). Estos metales tienen puntos de fusión más altos que los de los metales del Grupo IA. Su densidad es pequeña, aunque un poco mayor que la densidad de los metales alcalinos comparables. Son menos reactivos que los metales alcalinos. Todos los metales alcalinotérreos tienend ose lectronesd ev alenciay f ormani onesc ond oblec argap ositiva(2+).

El calcio ocupa el quinto lugar en abundancia; alrededor del 4% de la corteza terrestre es calcio o magnesio. El carbonato de calcio, $CaCO_3$, es el compuesto que forma la greda, la piedra caliza, el mármol y la calcita. La cal, el cemento, los huesos y los depósitos de conchas marinas son ricos en calcio. El magnesio metálico se emplea en el polvo de iluminación instantánea, en las bombillas fotográficas y en aleaciones de aluminio, especialmente para aviones y proyectiles. Casi todas las "aguas duras" contienen iones tanto calcio como magnesio. El berilio es costoso, pero se emplean aleaciones de este metal en herramientas que no producen chispas, en resortes y en electrodos para soldadura por puntos. El berilio y sus compuestos son tóxicos. Los compuestos de bario seu tilizane xtensamentee np igmentosb lancos.E lr adioe sr adiactivo.

Conexión médica
Dos metales alcalinotérreos, el Ca y el Mg, son importantes para la salud humana; en cambio, otros dos, el Be y el Ba, son tóxicos. Los médicos están prestando cierta atención a estudios preliminares que indican que el magnesio se debe tomar junto con complementos de calcio. Las normas vigentes indican que los adultos necesitan de 280 a 350 mg de Mg diarios.

Grupo IIIA

El primer elemento del Grupo IIIA (Fig. 7.19) es el boro (B), un metaloide de punto de fusión muy alto y propiedades en las que predomina el carácter no metálico. Los demás elementos de este grupo son el aluminio (Al), el galio (Ga), el indio (In) y el talio (Tl). Todos ellos forman iones con carga positiva (3+). Dentro de este grupo, la densidad y elc arácterm etálicoa umentanc one ln úmeroa tómico.

El boro no se encuentra libre en estado natural, pero es el elemento fundamental del bórax. Hay grandes depósitos de bórax cerca de Boron, California (Fig. 7.20). El bórax se emplea como ablandador de agua y en agentes de limpieza. El ácido bórico es un antiséptico moderado que se usa en los lavados oculares. Los compuestos de boro se utilizan extensamente en objetos de vidrio Pyrex, fibra de vidrio, abrasivos, herramientas de corte, esmaltes de porcelana y como retardante de flama. Desde el punto de vista químico, el boro se comporta más como el metaloide silicio que como el aluminio metálico.

El aluminio se encuentra adyacente a dos metaloides en la tabla periódica, pero en sus propiedades predomina el carácter metálico. El aluminio es buen conductor del calor y de la electricidad, y es un metal dúctil con el que se fabrican alambres ligeros. El aluminio es el metal más abundante en la corteza terrestre (8%), pero es demasiado reactivo para hallarse libre en estado natural. Se encuentra ampliamente distribuido en diversos minerales, como la arcilla y el feldespato, por ejemplo, donde forma fuertes enlaces en compuestos con oxígeno y silicio. La bauxita, que se explota en Jamaica, Australia, Arkansas y otros lugares, es la mena principal de donde se extrae óxido de aluminio (alúmina). La mena se somete a una serie de procesos químicos, y el aluminio metálico se libera mediante la energía de una corriente eléctrica (Fig. 7.21). Este proceso de electrólisis fue descubierto en 1886 por Charles M. Hall, un estudiante del Oberlin College de Ohio. El aluminio puro y las aleaciones de aluminio tienen una extensa variedad de usos, como en la fabricación de aviones, alambre para transmisión eléctrica, motores, automóviles (un crecimiento de 48% en 10 años), utensilios de cocina, pigmento para pinturas y papel de aluminio.

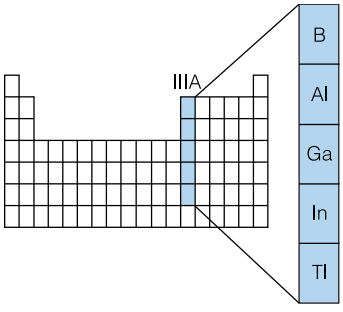


Figura 7.19 El Grupo IIIA.

Conexiones
Por una notable coincidencia, el mismo proceso electrolítico también fue descubierto en Francia por Paul Héroult en ese mismo año. Tanto Hall como Héroult nacieron el mismo año (1863), murieron el mismo año (1914), e hicieron el mismo descubrimiento en el mismo año.

(a)

(b)

Figura 7.20 Los compuestos con boro más comunes son el ácido bórico y el bórax. Elb óraxf uee scasoy c ostosoh astaq ues ed escubrieroni mportantesd epósitosd el am ena(a) enC aliforniay N evadaa m ediadosd els iglo XIX. Durante la década de 1880 a 1890, tiros de 20 mulas trasportaron miles de toneladas de mena de bórax a lo largo de un camino de 265 kilómetrosd esdee l Valled el aM uerte,a travesandol asm ontañas,h astae lf errocarril.E l“ 20M ule Team” (Tiro de 20 mulas) todavía se asocia con el producto (b). Es frecuente el uso del bóraxe na blandadoresd ea guay p roductosp aral avar.

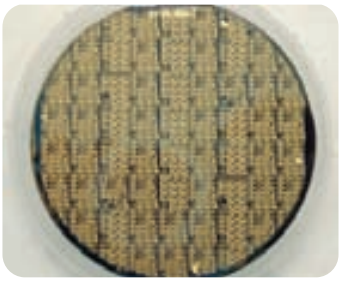
(a)

(b)

Figura 7.21 La bauxita (a) es la menap rincipald ed ondes eo btiene alúmina(óxidod ea luminio). Unav ezl iberadod el aa lúmina medianteu np rocesoe lectrolítico, ela luminiom etálicos ee mplea end iversasa plicaciones,c omo aeronaves,p apeld ea luminioy recipientesl igeros,e ntreo tras.

El galio funde a 29.8°C, sólo un poco por encima de la temperatura ambiente. La demanda del metal está creciendo, pues tiene aplicaciones nuevas en los semiconductores de estado sólido para computadoras y en las celdas solares (Fig. 7.22). El indio es muy blando; se emplea en transistores y recubrimientos de espejo. El talio y sus compuestos sont óxicos.

Figura 7.22 Aquí se muestra unc hipd ec ircuitose léctricos dea rseniurod eg alio.E lg alio see mpleae nl af abricación des emiconductoresp ara computadoras,c eldass olares yo trasa plicacionese léctricas.



Grupo IVA: la familia del carbono

El carácter metálico aumenta de arriba hacia abajo en los elementos del Grupo IVA (Fig. 7.23): carbono (C), silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn) y plomo (Pb). Las diferencias en la organización cristalina de los átomos de carbono explican la dureza del diamante y el carácter resbaladizo de grafito negro (Fig. 7.24). Las formas diferentes de un

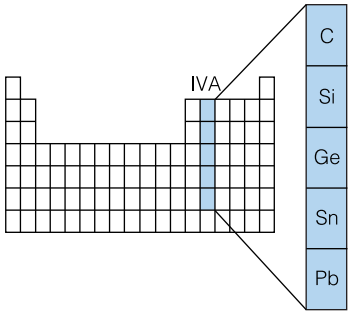


Figura 7.23 Grupo IV; la familia del carbono.

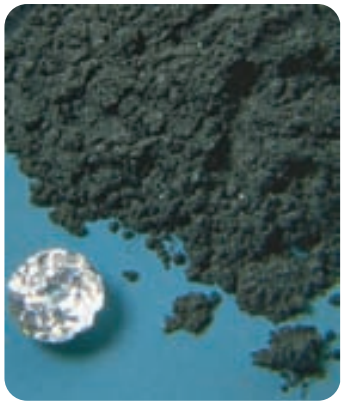


Figura 7.24 Eld iamante(abajoa la izquierda) y el grafito (arriba a la derecha)s ond osf ormasa lotrópicas delc arbono.

mismo elemento, como éstas, se llaman **alótropos**. El carbón vegetal es una forma alotrópica no cristalina, o quizá microcristalina, del carbono sin una distribución atómica definida. A mediados de los años ochenta se descubrió una nueva forma alotrópica del carbono con 60 átomos distribuidos de forma parecida a la superficie de un balón de fútbol soccer. Se suele llamar buckybolas a estas esferas de C_{60}. Ya para 1997, algunos científicos informaron haber producido estructuras de carbono con forma de panal llamadas nanotubos. Una hebra más angosta que un cabello humano podría sostener un camión con su carga completa. Se está utilizando fibra de carbono tejida en forma de láminas y

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

El desarrollo y la caracterización del grafeno los hizo acreedores al Premio Nobel de Física 2010

Andre K. Geim (físico de Eslovenia) y Konstantine Novoselov (físico ruso) son dos científicos que en 2004 aislaron el grafeno. En 2010 fueron galardonados con el Nobel de física por su trabajo. Geim y Novoselov produjeron el grafeno eliminando capas de átomos de grafito con cinta adhesiva hasta aislar una sola capa de átomos.

El grafeno es un alótropo del carbono. Tiene una estructura como película en dos dimensiones, muy delgada, con 97.3% de transparencia. Es sumamente resistente, flexible, ligero y de alta conductividad térmica; además, es más fuerte y más rígido que el diamante y puede estirarse hasta cuatro veces su longitud, como una goma.

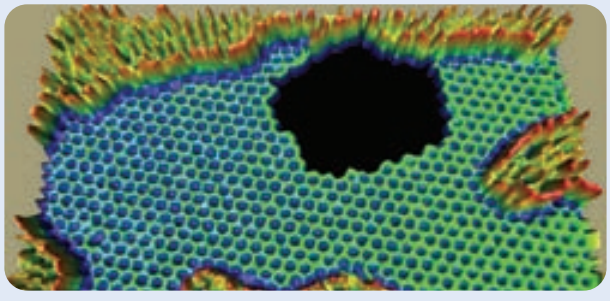
A partir del descubrimiento del grafeno, científicos de todo el mundo lo han investigado, y han dado lugar a importantes hallazgos. En 2008 se creó un transistor de grafeno de 1 nanómetro (1 nm = 1 × 10-9 m) de sólo un átomo de espesor y 10 átomos de longitud, por lo cual es el más pequeño que se haya obtenido. Desde el punto de vista de la física, éste es una mina de oro (incluso será necesario estudiarlo por décadas, ya que ha llegado al límite de algunas de leyes de la física).

Las aplicaciones del grafeno en materia de energía también son enormes. Se está usando la película en el desarrollo de nuevos ultracapacitores para almacenar y transmitir energía eléctrica.

Fuerte, flexible y sensible a la luz, el grafeno también puede mejorar la eficiencia de las celdas solares y los LED fácilmente, al adicionarlo en aparatos como pantallas flexibles *touchscreen*, fotodetectores y ultra láseres. En particular, puede sustituir a metales raros y caros como el platino y el indio, con un costo menor.

Además, según Geim, el grafeno será muy útil, al permitir hacer experimentos con partículas cuánticas de alta velocidad.

Consulta estas direcciones electrónicas para más información:
http://www.xataka.com/otros/hallan-evidencias-de-que-el-grafeno-podria-utilizarse-para-crear-chips-que-se-autoenfrien
http://ciencianet.com.ar/222/el-grafeno-continua-sorprendiendo
http://nexfutura.com/grafeno-nanoelectronica-futuras-aplicaciones



El grafeno es una capa delgada de carbón, tiene una estructura como película en dos dimensiones y posee propiedades electrónicas elevadas.

cintas en el diseño de aviones avanzados (Fig. 7.25).Y en 2004 se aisló el grafeno. (Lee el recuadro de la página anterior). Además de los dos óxidos de carbono, el dióxido de carbono (CO_2) y el monóxido de carbono (CO), el carbono está presente en millones de compuestos. Entre los compuestos orgánicos (que contienen carbono) se cuentan las sustancias naturales presentes en todos los seres vivos. Todos los productos derivados del petróleo, así como los sintéticos como los plásticos, fibras y medicinas, son también compuestoso rgánicos.

El segundo miembro de este grupo, el silicio, es un metaloide con propiedades de carácter predominantemente no metálico. Es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (26%), pero no se encuentra como elemento libre. La arena de cuarzo, que es dióxido de silicio, se utiliza en la producción de vidrio y cemento. Este metaloide ha tenido una influencia enorme en la tecnología moderna, pues el silicio de muy alto grado de pureza se emplea en la fabricación de semiconductores y chips de computadora (Fig. 7.26). Carborundo es el nombre comercial del carburo de silicio, un compuesto de silicio y carbono que se utiliza en herramientas de corte y esmerilado (Fig. 7.27). El germanio también es un semiconductor metaloide que se emplea en miles de aplicaciones electrónicas.

El estaño y el plomo, los últimos dos elementos del Grupo IVA, son metales típicos. Un uso importante del estaño es la fabricación de recipientes de "hojalata". Estos recipientes se hacen en realidad de acero recubierto de una fina capa protectora de estaño, que es mucho menos reactivo que el hierro. También se utiliza un poco de estaño en aleaciones como el bronce y la soldadura, con la que se unen piezas metálicas. El plomo se emplea extensamente en la fabricación de electrodos de acumuladores para automóvil, en plomería y como escudo contra la radiación nuclear. Ciertos compuestos blancos y amarillos de plomo se emplean como pigmentos en algunas pinturas de uso doméstico. La preocupación ecológica respecto a la intoxicación por plomo ha dado lugar a restricciones en cuanto al uso de muchos compuestos de plomo.

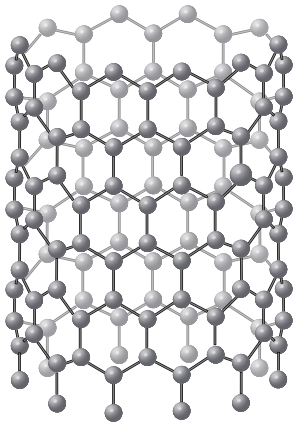


Figura 7.25 Losn anotubos tienená tomosd ec arbono dispuestose nu nas eriec ontinuad e hexágonose nrolladae n estructurasp arecidasa t ubosq ue formanf ibrasp equeñísimas,d e 10 a 12 veces más resistentes que el acero.L osn anotubosp ueden emplearsee nc ables,e quipo deportivo,t elasp arac halecosa pruebad eb alasy c ojinetesd e pocaf ricciónp aram icromáquinas.

Grupo VA

Los elementos del Grupo VA (Fig. 7.28) incluyen los no metales nitrógeno (N) y fósforo (P), los metaloides arsénico (As) y antimonio (Sb) y el metal pesado bismuto (Bi). Como se ve, en este grupo hay un cambio muy notorio de apariencia y propiedades de arribah aciaa bajo.

Figura 7.26 El silicio se emplea en el tambor fotosensibled el asf otocopiadoras,e nc eldass olares y en una extensa variedad de aplicaciones de los semiconductores.

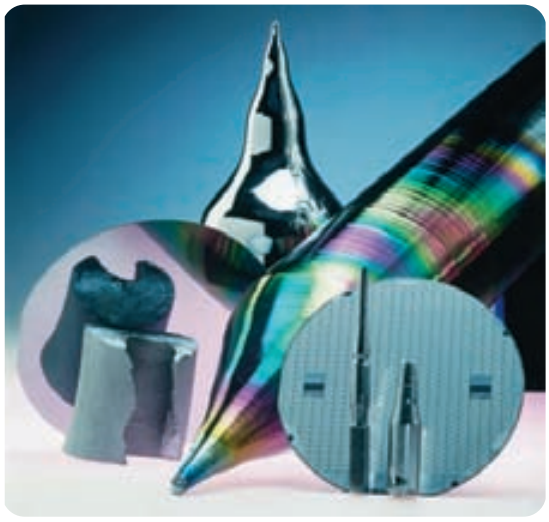


Figura 7.27 Lasr uedasp ara esmerilar y las piedras de amolar se hacend ec arborundo,u n productoc omercialq uec ontiene carburod es ilicio,S iC.

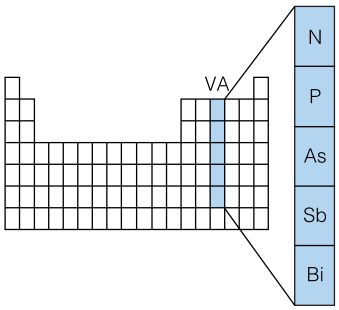
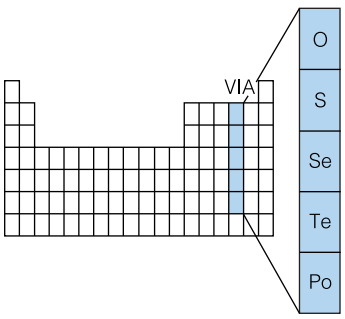


Figura 7.28 ElG rupo VA.

Conexión con el mundo real
Óxidos de nitrógeno y contaminación:
A las elevadas temperaturas de los motores de automóvil, pequeñas cantidades de nitrógeno y oxígeno —del aire que se introduce en el motor— se combinan para formar diversos óxidos de nitrógeno. Estos compuestos contribuyen a la contaminación ambiental, especialmente en las zonas metropolitanas.

Figura 7.29 Son dos las formas alotrópicas delf ósforo.E lf ósforo rojoe su np olvon oc ristalino. Elf ósforob lancoe su ns ólido céreoc ristalinoq ues eg uarda sumergidoe na guap orques e inflamae spontáneamentec uando see xponea la ire.

Figura 7.30 Grupo VIA;l a familiad elo xígeno.



El nitrógeno gaseoso diatómico (N_2) constituye el 78% en volumen del aire. Tanto el nitrógeno como el fósforo son indispensables para la vida. El nitrógeno es un elemento fundamental de todos los aminoácidos que forman las proteínas. Las moléculas de nitrógeno del aire no son muy reactivas, pero ciertas bacterias del suelo pueden "fijar" nitrógeno convirtiendo el compuesto en amoniaco, que puede ser absorbido por las raíces de las plantas. En escala industrial, se combina nitrógeno gaseoso con hidrógeno gaseoso para producir amoniaco gaseoso, NH_3, que se emplea como fertilizante y también en la fabricación de ácido nítrico y diversos explosivos.

El fósforo es un sólido reactivo que no se encuentra libre en estado natural. Una forma alotrópica del fósforo es un material no cristalino y de color rojo violeta que en un tiempo se usó para fabricar fósforos. Otra forma alotrópica, de fórmula P_4, tiene una apariencia cérea, cristalina y de color blanco amarillento (Fig. 7.29); es necesario mantenerla inmersa en agua para evitar su combustión espontánea con el oxígeno del aire. El fósforo se emplea en la fabricación de fósforos, bombas de humo, balas trazadoras, plaguicidas y muchos otros productos. El ácido fosfórico, H_3PO_4, se emplea en diversas bebidas gaseosas y para preparar otras sustancias químicas. Ciertos minerales que contienen fósforo son fertilizantes importantes. Este elemento es indispensable para todas las células vegetales y animales.

El arsénico es un metaloide con propiedades en las que predomina el carácter no metálico. Tanto el elemento como sus compuestos son tóxicos, en parte porque este elemento imita casi a la perfección el comportamiento químico del fósforo sin ser capaz de funcionar como éste en los tejidos vivos, con resultados letales. Ciertos insecticidas y fungicidas agrícolas contienen arsénico. El elemento se utiliza además en aplicaciones de semiconductoresy e nl áseres.

El antimonio es un metaloide con propiedades de carácter predominantemente metálico. El elemento es quebradizo y escamoso, con lustre metálico. Se emplea para aumentar la dureza del plomo para acumuladores de automóvil, en forros de cables y en balas trazadoras. Ciertos compuestos de antimonio se utilizan en pigmentos para pinturas, en esmaltes cerámicos y en agentes a prueba de fuego.

El bismuto es el único metal verdadero de este grupo. Se utiliza en aleaciones como el peltre, y en aleaciones de bajo punto de fusión que se emplean en fusibles eléctricos y en sistemas rociadores contra incendio. Ciertos compuestos de bismuto se usan en laf ormulaciónd ep olvosf acialesy c osméticos.

Grupo VIA

Los elementos del Grupo VIA, conocidos como la familia del oxígeno (Fig. 7.30) son el oxígeno (O), el azufre (S), el selenio (Se), el telurio (Te) y el polonio (Po). Aunque todos ellos tienen seis electrones de valencia, sus propiedades fluctúan desde no metálicas hastam etálicase nc iertog radoc onformee ln úmeroa tómicoa umenta.

El oxígeno gaseoso, O_2, es indispensable para la vida; es necesario para quemar combustibles fósiles y obtener así energía, y se consume en el metabolismo humano. En ambos procesos se desprende dióxido de carbono y agua como productos colaterales. El oxígeno constituye el 21% en volumen del aire, y el 49.5% en peso de la corteza terrestre.

La otra forma alotrópica del oxígeno es el ozono, cuya fórmula es O_3. Es más reactivo que el oxígeno ordinario y se forma a partir de oxígeno en un arco eléctrico, por ejemplo, en el sistema de encendido de un motor eléctrico. También se produce ozono por la acción de la luz ultravioleta en el oxígeno; a él se debe el aroma "fresco" del aire durantel ast ormentase léctricas.

El azufre es el segundo no metal del Grupo VIA. A temperatura ambiente es un sólido amarillo pálido que se encuentra libre en estado natural. Los antiguos ya lo conocían, y se menciona en el libro del Génesis con el nombre de piedra de azufre. Las moléculas de azufre contienen ocho átomos de azufre unidos en forma de anillo, S_8. En Estados Unidos se extrae azufre de Texas y Luisiana, a lo largo de la costa del Golfo, y es especialmente importante en la fabricación de neumáticos de caucho y ácido sulfúrico, H_2SO_4. Los compuestos de azufre son importantes para blanquear frutos y granos.

El selenio es un no metal con interesantes propiedades y usos. La conductividad eléctrica de este elemento aumenta con la intensidad de la luz. En virtud de esta foto-

conductividad, se ha empleado en medidores de luz, cámaras y fotocopiadoras, pero la preocupación que su toxicidad origina ha reducido su uso. El selenio también convierte una corriente eléctrica alterna en corriente directa, por lo cual se ha utilizado en rectificadores, como los convertidores con los que se recargan radios portátiles y herramientas eléctricas. El color rojo que el selenio imparte al vidrio resulta útil en la fabricación del entesp aras eñalesl uminosasd et ránsito.

El telurio tiene apariencia metálica, pero es un metaloide con propiedades en las que predomina el carácter no metálico. Se emplea en semiconductores y para endurecer las placas de plomo de los acumuladores y el hierro colado. Está presente en la naturaleza en varios compuestos, pero no es abundante. El polonio es un elemento radiactivo muy escaso que emite radiación alfa y gamma; su manejo es muy peligroso, y sus usos están relacionados con su radiactividad. El polonio fue descubierto por Marie Curie, quien le dio ese nombre en recuerdo de su natal Polonia.

Conexión con el aprendizaje
Lee el recuadro "Nuestra capa atmosférica de ozono y la radiación UV" de la sección 5.2 y el recuadro "Antisépticos y desinfectantes: agentes oxidantes y la salud" de la sección.

Grupo VIIA: los halógenos

El Grupo VIIA, la familia de los halógenos (Fig. 7.31) consta del flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br), el yodo (I) y el ástato (At). El nombre de la familia (halógeno) proviene de las palabras griegas que significan "formador de sal". Cada átomo de halógeno tiene siete electrones de valencia. Como elementos, todos los halógenos son diatómicos, es decir, tienen dos átomos por molécula. Los halógenos son demasiado reactivos para hallarse librese ne stadon atural.

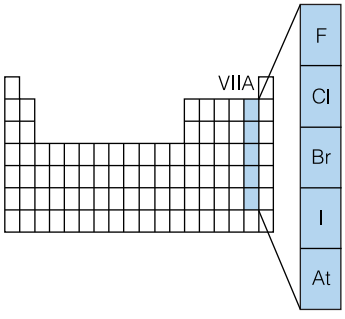


Figura 7.31 Grupo VIIA;l os halógenos.

El primer halógeno, el flúor, es un gas amarillo pálido y es el elemento con más carácter no metálico de todos. Muchas de sus reacciones dan por resultado explosiones o fuego. La madera y el caucho se encienden espontáneamente en flúor gaseoso. Este elemento tiene una fuerte tendencia a ganar un electrón para formar iones fluoruro, F^-. El flúor se emplea para producir compuestos con carbono llamados **fluorocarbonos**, como el Freón-12, CCl_2F_2, que se usa como refrigerante en los acondicionadores de aire. El teflón es un fluorocarbono que es a la vez un polímero; tiene unidades moleculares de dos átomos de carbono con cuatro átomos de flúor que se repiten miles de veces en largas cadenas. Los compuestos de flúor tienen usos muy variados, desde la prevención del ac ariesd entalh astal af abricaciónd el ubricantes.

El cloro (Fig. 7.32) es un gas amarillo verdoso, de olor irritante, que reacciona con casi todos los elementos. En concentraciones elevadas es tóxico; en concentraciones bajas puede salvar vidas, pues se emplea para purificar el agua potable. El cloro se utiliza

Figura 7.32 El yodo es un sólidoc ristalinog risq ues ublima y forma un vapor de color violeta. El bromo es un líquido rojo parduzcoa t emperaturaa mbiente;s u vapor también es rojo. El cloro es un gasa marillov erdoso.

en la producción de papel, materiales textiles, blanqueadores, medicinas, insecticidas, pinturas,p lásticosy m uchoso trosp roductosd ec onsumo.

El bromo (Fig. 7.32) es el único elemento no metálico que es líquido a temperatura ambiente. Este reactivo líquido de color rojo sangre, que desprende un vapor rojizo, es a la vez picante y tóxico; se debe manejar con mucho cuidado. En Estados Unidos, el elemento se obtiene principalmente tratando la salmuera que se extrae de pozos de Arkansas y Michigan. También se obtiene bromo del agua de mar, pero ésta ya no es una fuente importante del elemento. El bromo se utiliza en la producción de sustancias químicas para fotografía, tintes y retardantes de flama, así como en la fabricación de una extensav ariedadd eo trass ustanciasq uímicas,i nclusop roductosf armacéuticos.

El yodo (Fig. 7.32) es un sólido cristalino de color gris acero a temperatura ambiente. Cuando se calienta, el yodo sólido **sublima**, esto es, pasa directamente del estado sólido al de vapor sin pasar por el estado líquido. El vapor de yodo tiene un hermoso color violeta brillante. Este elemento, menos abundante que los demás halógenos, se obtiene en Estados Unidos de pozos de salmuera de los campos petroleros de California y Luisiana. También ciertas plantas marinas, como los quelpos, contienen yodo. Los compuestos de yodo se emplean en productos químicos para fotografía y también en ciertos medicamentos. El cuerpo humano necesita cantidades muy pequeñas de yodo para elaborar la hormona tiroidea llamada tiroxina.

Todos los isótopos de ástato son radiactivos. Se piensa que la cantidad total del elemento que existe en la Tierra es de menos de 30 g. Se sintetizaron por primera vez cantidades pequeñísimas de este inestable elemento en la Universidad de California en Berkeley, en 1940.

Grupo VIIIA: los gases nobles

Conexión con el mundo real
En los lugares donde los niveles de radón en el suelo son altos, el gas puede penetrar a través de grietas del piso del sótano y alcanzar niveles de radón elevados en el interior de las casas. Esto aumenta el riesgo de padecer cáncer pulmonar, especialmente para los fumadores.

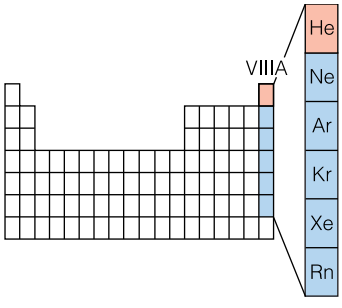
Compuestos de gases nobles
El primer compuesto de un gas noble fue preparado en 1962. Desde entonces, los investigadores han preparado ciertos compuestos de flúor con xenón, criptón y radón, pero casi todos se descomponen con facilidad.

A los elementos del Grupo VIIIA, situados en el extremo derecho de la tabla periódica, se les conoce como los gases nobles (Fig. 7.33). Esta familia comprende el helio (He), el neón (Ne), el argón (Ar), el criptón (Kr), el xenón (Xe) y el radón (Rn). Los gases nobles existen como átomos gaseosos individuales (moléculas monoatómicas) que no tienden a participar en reacciones con otros elementos.

Todos los gases nobles tienen un nivel de energía de electrones más externo totalmente lleno, con dos electrones en el caso del helio, y con ocho en los demás. Esta disposición electrónica estable explica la naturaleza no reactiva de estos elementos. Alrededor del 1% de la atmósfera terrestre es argón; los demás gases nobles están presentes en cantidades pequeñísimas. A excepción del helio, que se extrae de pozos de gas natural, estos elementos se separan del aire licuado.

Durante la década de 1890 a 1900, el químico escocés Sir William Ramsay y sus colegas descubrieron todos estos elementos menos el helio y el radón. Cuando el astrónomo danés Pierre Janssen estudiaba con un espectroscopio un eclipse de sol en 1868, observó una línea nueva en el espectro. Se llegó a la conclusión de que el Sol contenía un elemento aún no descubierto al que tiempo después se dio el nombre de helio, del griego *helios*, "el Sol". La presencia de helio en la Tierra se descubrió por primera vez en 1895, cuando Ramsay encontró que una muestra de mena de uranio producía helio gaseoso. El radón, un gas radiactivo, fue descubierto en 1900 por el físico Friedrich Dorn, quien encontró que se producía este elemento durante la desintegración radiactiva del elemento radio.

Figura 7.33 Grupo VIIIA;l os gasesn obles.



La propiedad característica de los gases nobles como grupo es la de ser "inertes". Debido a su poca densidad y a su carácter de no inflamable, el helio se utiliza para llenar globos y dirigibles (zepelines). El helio y el argón se emplean en la soldadura de arco y en procesos metalúrgicos para impedir que los materiales reaccionen con el oxígeno y el nitrógeno del aire. Ciertas bombillas luminosas y tubos fluorescentes se llenan con una mezcla de argón y nitrógeno como atmósfera inerte para prolongar la duración del filamento. El criptón es más costoso, pero permite aumentar la eficiencia y brillantez de ciertas bombillas de lámpara de mano y aditamentos de destello electrónico que se utilizan en fotografía (Fig. 7.34). La brillante luz naranja rojiza de los anuncios de neón se emite cuando se hace pasar un corriente eléctrica por un tubo de neón gaseoso a baja presión. Algunos fabricantes de

automóviles emplean ahora tubos de neón como luces de freno, y ofrecen faros delanteros llenos de xenón que son 80% más brillantes que los faros delanteros normales.

EJEMPLO 7.8 Preguntas teóricas y prácticas sobre los elementos

Consulta la tabla periódica para identificar los dos elementos de cada conjunto cuyas propiedadess onm ásp arecidas.

(a) oxígeno,a rgón,s ilicio,m agnesio,p otasio,n itrógenoy c arbono

(b) helio,c loro,s odio,a luminio,b erilio,f lúory a zufre

SOLUCIÓN

(a) El silicio y el carbono tienen las propiedades más parecidas. Ambos pertenecen al grupoI VA,t ienenc uatroe lectronesd ev alenciay f ormanc ompuestoss imilares.

(b) El cloro y el flúor tienen las propiedades más parecidas. Ambos son halógenos diatómicos no metálicos con siete electrones de valencia, y su reactividad es similar.

EJERCICIO 7.8

Intentar espondere stasp reguntasa cercad ee lementosq ues eu tilizant odosl osd ías.

(a) ¿Qué sustancia química está presente en la piedra caliza, el mármol y la greda?

(b) Mencionat resa lótroposd elc arbono.

(c) ¿Deq ués ec omponer ealmenteu nr ecipiented e“ hojalata”?

Figura 7.34 Una bombilla de lámpara de mano superbrillante llena de kriptón es 60% más brillante que una bombilla normal.

7.8 Metales de transición

Los metales de transición se localizan en la región central de la tabla periódica (Fig. 7.35), y en muchas tablas se identifican fácilmente por medio de un número romano seguido de la letra “B”. Sin embargo, algunas tablas periódicas emplean un sistema de rotulación diferente, en el que los primeros grupos de metales de transición se identifican como grupos “A”, y los últimos dos grupos de metales de transición, como grupos “B”. En otras tablas no se emplean designaciones “A” ni “B”.

En general, las propiedades de los metales de transición presentan cierta semejanza. Estos metales son más quebradizos y duros, y tienen puntos de fusión y de ebullición más altos que los demás metales. La densidades, puntos de fusión y puntos de ebullición de los metales de transición primero aumentan y luego disminuyen dentro de cada periodo, conforme el número atómico aumenta. Esta tendencia es más evidente en los metales de transición de los periodos sexto y séptimo. Los metales de transición son mucho menos reactivos que los metales alcalinos y los alcalinotérreos. Si bien los metales alcalinos como el sodio y el potasio nunca se encuentran libres en estado natural, se han recuperado muestras relativamente puras de varios metales de transición, como oro, plata,h ierroy m anganeso.

Los metales de transición pueden perder dos electrones de valencia del subnivel *s* más externo, además de electrones *d* retenidos débilmente en el nivel de energía más bajo siguiente. Es así que un metal de transición específico pierde un número variable de electrones para formar iones positivos con cargas diferentes. Por ejemplo, el hierro forma el ion Fe^{2+} o el ion Fe^{3+}. Se dice que el hierro tiene *números de oxidación* de +2 y +3. Muchos compuestos de metales de transición tienen colores brillantes debido a un número variable de electrones no apareados.

Observa la posición del cobre (Cu), la plata (Ag) y el oro (Au) en la tabla periódica. A estos elementos se les suele llamar metales de acuñación, y los tres son buenos conductores del calor y de la electricidad. El cobre tiene un color rojizo característico que se oscurece poco a poco a medida que reacciona con el oxígeno y los compuestos de azufre del aire. El cobre se utiliza extensamente en aplicaciones eléctricas, acuñación, tubería para agua y aleaciones muy conocidas, como el latón, el bronce y la plata de ley.

Figura 7.35 Los metales de transición.

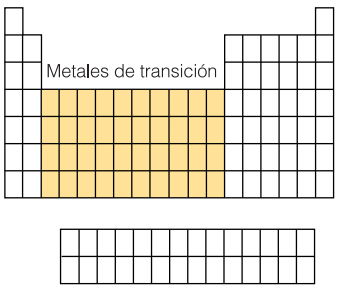


Figura 7.36 El acero estructural que aquí se muestra se fabrica a partir de hierro con un contenido de 0.3 a 0.7% de carbono. Las aleaciones de acero para herramientas contienen además pequeñas cantidades de otros metales de transición, como tungsteno, molibdeno, manganeso,c obaltoy c romo.

La plata, con su brillante lustre metálico, es el mejor conductor, tanto del calor como de la electricidad. Se emplea en acuñación, joyería, contactos eléctricos, circuitos impresos, espejos, baterías y productos químicos de fotografía. El oro es el más dúctil y maleable de todos los metales. Es blando, pero normalmente contiene pequeñas cantidades de otros metales para formar aleaciones más resistentes. El oro no reacciona con el aire ni con la mayor parte de las sustancias químicas.

Otros metales de transición muy conocidos son el cromo, el hierro, el cobalto, el níquel y el cinc, todos ellos del cuarto periodo de la tabla periódica. Estos metales se usan extensamente en diversas herramientas y en aplicaciones afines. El hierro es el cuarto elemento más abundante y el metal de más bajo costo. Las aleaciones de hierro, conocidas como *aceros*, contienen pequeñas cantidades de metales, como cromo, manganeso y níquel, que le imparten resistencia, dureza y durabilidad (Fig. 7.36). El hierro recubierto de una fina capa protectora de cinc se conoce como hierro galvanizado. Aproximadamente una tercera parte de todo el cinc que se produce se emplea para *galvanizar* alambre, clavos y metal laminado. El cinc también es importante en la producción de latón,p ilass ecasy p iezasf undidasa t roquelp araa rtículosd ef erreteríay a utomotrices.

Las propiedades singulares de ciertos metales de transición les confieren un gran valor. El platino se utiliza en los convertidores catalíticos de automóvil, y es el electrodo central autolimpiable de ciertas bujías de primera calidad. El itrio se emplea en materiales superconductores. Ciertos sistemas de audio tienen ahora altavoces con imanes que contienen los metales neodimio y hierro junto con boro. Los nuevos usos de los metales de transición parecen ser interminables. Es probable que leas acerca de ellos si lees un diario o alguna publicación periódica.

Conexión con el mundo real
El escandio metálico se utiliza ahora en ciertos bates de béisbol, según afirma un fabricante. Consulta la densidad de este metal (Fig. 7.14).

EJEMPLO 7.9 Propiedades de los metales de transición

Describe las tendencias de densidad, punto de fusión y punto de ebullición de los metales de transición de los periodos 4 y 5.

SOLUCIÓN Las densidades, puntos de fusión y puntos de ebullición de los metales det ransiciónp rimeroa umentany l uego disminuyend entrod eu nm ismop eriodo.

EJERCICIO 7.9

(a) Menciona tres metales de acuñación que pertenezcan al mismo grupo de la tabla periódica.C itau nap ropiedadc aracterísticao u nu soe speciald ec adau no.

(b) ¿Qué es el acero, y qué metales de transición se emplean en su formulación?

Véansel os problemas 7.53-7.74.

7.9 Metales de transición interna

Las dos filas de elementos de la parte inferior de la tabla periódica se conocen como **metales de transición interna** (Fig. 7.37). Localiza en la tabla periódica el lantano, cuyo número atómico es 57. La serie de elementos que sigue al lantano —los elementos con número atómico del 58 al 71— se conocen como los **lantánidos**. Estos elementos tienen dos electrones externos en el subnivel 6*s* más otros electrones en el subnivel 4*f*. De modo análogo, la serie de elementos que sigue al actinio —los elementos con número atómico del 90 al 103— se conocen como los **actínidos**. Los actínidos tienen dos electrones externos en el subnivel 7*s* más otros electrones en el subnivel 5*f*. Antes se conocía a los metales de transición interna como "tierras raras", pero ésta no es una clasificación adecuada porque la mayor parte de ellos no son tan raros como algunos otros elementos.

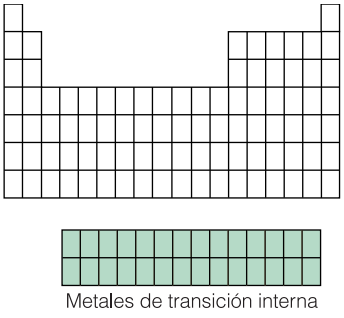


Figura 7.37 Losm etales det ransicióni nterna.

Los lantánidos y los actínidos tienen subniveles *f* parcialmente ocupados. Sus propiedades son tan semejantes que es difícil separarlos por medios químicos, pero algunos métodos nuevos han permitido reducir los costos de purificación. Se utilizan en piedras de encendedor, lámparas de arco de carbono, láseres, agentes para colorear vidrio y compuestos que producen el intenso color rojo que se necesita en los cinescopios de televisor.

Elementos transuránicos

El uranio, cuyo número atómico es 92, pertenece a la serie de los actínidos y tiene más protones que cualquier otro elemento de origen natural. En 1940 se sintetizó un nuevo elemento —con 93 protones— en la Universidad de California en Berkeley. Este elemento, llamado neptunio, es el primero de la serie de elementos sintéticos de número atómico mayor de 92, los cuales se conocen como **elementos transuránicos** y son todos ellos radiactivos.T ambién se sintetizó el plutonio en 1940; en la actualidad se obtiene como subproducto en los reactores nucleares. Hasta ahora se han producido 23 elementos transuránicos; algunos de ellos son bastante estables, mientras que otros se desintegran radiactivamente con gran facilidad. Los nombres de los elementos del 95 al 109 tienen que ver con lugares y con científicos importantes. Los elementos con número atómico 95, 97 y 98 recibieron su nombre en honor de América (Fig. 7.38), Berkeley y California, respectivamente. Los nombres de los elementos con número atómico 96, 99, 100, 101, 102 y 103 honran, respectivamente, a los Curie, Albert Einstein, Enrico Fermi, Mendeleev, Alfred Nobel y Ernest Lawrence (inventor del ciclotrón). Los nombres de los elementos del 104 al 109 fueron aprobados finalmente en 1997. Consulta la tabla periódica del interior de la cubierta de este libro.

Figura 7.38 Enm uchos detectoresd eh umos ee mplean pequeñasc antidadesd ea mericio, une lementot ransuránicos intético, para dar la alarma en caso de haber partículasd eh umoe ne la ire.

El equipo necesario para producir nuevos elementos transuránicos es cada vez más complejo, pero no hay razón para dudar que se sintetizarán más elementos ni que se hallaránn uevosu sosp aral ose lementosn aturalesy s intéticos.

La síntesis de elementos transuránicos ha permitido comprender mejor el núcleo y los procesos nucleares.

EJEMPLO 7.10 Elementos de transición interna

¿En qué se parecen las estructuras electrónicas de los lantánidos y de los actínidos? ¿Quér elaciónt iene estoc ons usp ropiedades?

SOLUCIÓN Ambas series de elementos tienen dos electrones de valencia en un subnivel *s*, con electrones adicionales en un subnivel *f* "sepultado" dos niveles de energía por debajod eln ivel externo.E nc onsecuencia,s usp ropiedadess ons imilares.

Véanse los problemas 7.75 y 7.76.

EJERCICIO 7.10

(a) Consulta una tabla periódica para identificar los elementos transuránicos que también son elementos de transición interna, y los que son elementos de transición.

(b) Si se descubren alguna vez los elementos 116 y 118, ¿se clasificarán como elementosd et ransición,e lementosd et ransicióni nternao e lementost ransuránicos?

Concluyamosn uestroe studiod el ose lementosc one le nunciados iguiente:

Todo material existente en cualquier lugar del universo se compone de uno o más de lose lementosi ncluidose nl ast ablasp eriódicasa ctualizadas.

Resumen del capítulo

Los primeros intentos por organizar los elementos fueron las tríadas de elementos descritas por Dobereiner y la ley de las octavas descrita por Newlands, pero la organización más satisfactoria de los elementos fue publicada por Mendeleev en 1869. Su ley periódica establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos varían periódicamente al aumentar lam asaa tómica,a unquee ln úmeroa tómicoe su nt érminom ása propiado.

La tabla periódica comprende siete filas horizontales de elementos, llamadas periodos. La variación en cuanto a propiedades físicas y químicas en un periodo es aproximadamente paralela a la variación de las propiedades en otros periodos: primero hay metales reactivos y brillantes a la izquierda de la tabla periódica, seguidos de sólidos opacos, no metales reactivos y, finalmente, un gas noble. Dentro de las columnas verticales, llamadas grupos o familias de elementos, todos los átomos tienen el mismo número de electrones de valencia y participan enr eaccionesq uímicass imilares.

Dentro de un mismo periodo de elementos, el tamaño atómico tiende a disminuir conforme el número atómico aumenta; en cambio, dentro de un mismo grupo, el tamaño atómico aumenta con el número atómico. Los iones de metales son más pequeños que los átomos metálicos; en cambio, los iones de no metales son más grandes que los átomos de los elementos no metálicos. En el caso de dos iones isoelectrónicos, el que tiene mayor número de protones es más pequeño. La energía de ionización —la energía necesaria para extraer un electrón— aumenta a lo largo de cada periodo a medida que el número atómico aumenta, y alcanzau nm ínimoe nl osm etalesd el ae squinai nferiori zquierdad el at ablap eriódica.

En el caso de los metales alcalinos, los puntos de fusión y de ebullición disminuyen a medida que el número atómico aumenta. En los halógenos, los puntos de fusión y de ebullición aumentan con el número atómico. A excepción del carbono (diamante), cuyo punto de fusión es el más alto entre todos los elementos, el tungsteno y otros metales que se agrupan en la región inferior del grupo de los metales de transición tienen los puntos de fusión y de ebullicionm ása ltos.

La densidad de los elementos aumenta en los grupos; en cambio, dentro de un mismo periodo la densidad aumenta primero y luego disminuye. Los elementos más densos son los metales de transición del periodo 6. Tres metales del grupo de metales de transición —Ag, Cu y Au— son los mejores conductores, tanto del calor como de la electricidad.

El hidrógeno tiene un solo electrón de valencia, igual que los metales alcalinos; sin embargo, y al igual que los halógenos, le falta un electrón para tener un nivel de energía externo totalmente ocupado. Las diversas propiedades peculiares del hidrógeno sugieren que, en realidad, este elemento constituye él solo un grupo aparte. Los metales alcalinos son metales muyr eactivos,p erol osh alógenoss onn om etalesm uyr eactivos.

Los elementos de transición interna de la parte inferior de la tabla periódica comprenden los lantánidos y los actínidos. Los elementos con número atómico mayor de 92 se llamane lementost ransuránicos;t odose lloss ons intéticos.

Aunque las características peculiares de cada elemento son importantes, la tabla periódica permite identificar numerosas tendencias periódicas de las propiedades tanto físicas como químicasd el ose lementos.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Describel asa portacionesd eN ewlands,D obereinery M endeleev.[7.1]
2. Describe las tendencias en cuanto a apariencia dentro de un periodo de elementos. [7.2]
3. Identificat odosl osp eriodosy g ruposq uea parecene nl at ablap eriódica.[7.2]
4. Compara el tamaño de los átomos y los iones dentro de familias de elementos. [7.3]
5. Describe las tendencias de las energías de ionización dentro de grupos y periodos. [7.4]
6. Compara las tendencias de los puntos de fusión y de ebullición de los metales alcalinos y de los halógenos. [7.5]
7. Compara las tendencias de la densidad dentro de grupos y periodos. [7.6]
8. Indica las propiedades generales y algunos usos específicos de los elementos más comunes de cada grupo. [7.7]

Términos clave

actínidos[7.9]
alótropos[7.7]
anión [7.3]
catión[7.3]
elementosr epresentativos [7.2]
elementost ransuránicos[7.9]
energíad ei onización[7.4]
familiasq uímicas[7.2]
fluorocarbonos[7.7]
gruposd ee lementos[7.2]
ion [7.3]
isoelectrónico[7.3]
lantánidos[7.9]
leyp eriódica[7.1]
metalesd et ransición interna[7.9]
periodo de elementos [7.2]
primerae nergíad ei onización [7.4]
sublimar [7.7]
tablap eriódica[7.1]

Problemas

Descubrimientos sobrel ap eriodicidad

7.1 ¿Qué advirtió Dobereiner acerca de las masas atómicas de los elementos Ca, Sr y Ba?

7.2 Calcula la masa atómica aproximada del estroncio con base en las masas atómicas del calcio (40.1) y del bario (137.3).

7.3 Aunque Meyer y Mendeleev idearon tablas periódicas cada uno por su lado, señala dos razones por las que ested escubrimientos ea tribuyea M endeleev.

7.4 Enuncia la ley periódica como la describió Mendeleev. ¿Quée xcepcionesa e stal eyo bservóM endeleev?

7.5 ¿Por qué dejó Mendeleev huecos en su tabla periódica?

7.6 ¿Por qué fue importante para Mendeleev el descubrimiento del galio y del germanio?

7.7 ¿Cómo organizó Mendeleev los elementos en su tabla periódica?

7.8 ¿Por qué colocó Mendeleev el telurio adelante del yodo ens ut ablap eriódica?

Lat ablap eriódica en nuestrosd ías

7.9 ¿Por qué enunciamos ahora la ley periódica en términos del número atómico en vez de la masa atómica, comol ad escribióM endeleev?

7.10 ¿Cuál es el significado del número atómico? ¿Quién fue el primero que consiguió comparar la carga nuclear de diversos elementos? ¿Cuándo tuvo lugar este descubrimiento,a proximadamente?

7.11 Compara los términos “familia de elementos” y “grupo dee lementos”.

7.12 ¿Qué es un periodo de elementos? ¿Cuántos periodos de elementosh ay?

7.13 Describe la variación en cuanto a apariencia, de izquierda a derecha, de los elementos del periodo 2 y del periodo 3.

7.14 Compara la variación en cuanto a electrones de valencia de los elementos de los periodos 2 y 3.

7.15 Compara el número de electrones de valencia de cada elementod elG rupo VIA.

7.16 Compara el número de electrones de valencia de cada elementod elG rupoI IA.

7.17 Indica el número de grupo y el número de electrones de valenciad el oss iguientesp aresd ee lementos.

a. F y Br b. Mg y Ca
c. C y Si d. He y Ar

7.18 Indica el número de grupo y el número de electrones de valenciad el oss iguientesp aresd ee lementos.

a. Li y K b. Cl y I
c. N y P d. Al y B

7.19 Indica el número de grupo de los metales alcalinos, de losm etalesa lcalinotérreosy d el osh alógenos.

7.20 ¿En qué sentido es congruente la rotulación de grupos "B" que se emplea en este texto y es preferida por muchos educadores del campo de la química? ¿Se rotulan asít odasl ast ablasp eriódicas?E xplicat ur espuesta.

7.21 ¿Cuántos elementos hay en el periodo 1 y en el periodo 2?

7.22 ¿Cuántos elementos hay en el periodo 3 y en el periodo 4?

Tamaño atómico y tamaño iónico

7.23 ¿Qué grupo de elementos de la tabla periódica presenta elt amañoa tómicom ayor?

7.24 ¿Qué grupo de elementos de la tabla periódica presenta elt amañoa tómicom enor?

7.25 ¿Cuál es la tendencia del tamaño de los átomos de izquierda a derecha en el periodo 2? Explica tu respuesta.

7.26 ¿Cuál es la tendencia del tamaño de los átomos del Grupo II (al aumentar el tamaño atómico)? Explica tu respuesta.

7.27 Indicae ln úmerod ep rotonesy d ee lectronesd e

a. un átomo de potasio y un ion potasio, K^+.

b. un átomo de bromo y un ion bromuro, Br^-.

7.28 Indicae ln úmerod ep rotonesy d ee lectronesd e

a. un átomo de sodio y un ion sodio, Na^+.

b. un átomo de cloro y un ion cloruro, Cl^-.

7.29 Comparae lt amañod e

a. un átomo de potasio y un ion potasio, K^+.

b. un átomo de bromo y un ion bromuro, Br^-.

7.30 Comparae lt amañod e

a. un átomo de sodio y un ion sodio, Na^+.

b. un átomo de cloro y un ion cloruro, Cl^-.

7.31 Compara el tamaño de un ion potasio, K^+, y un ion cloruro,C l^-.¿ Sone stosi onesi soelectrónicos?

7.32 Compara el tamaño de un ion fluoruro, F^-, y un ion sodio, Na^+.¿ Sone stosi onesi soelectrónicos?

7.33 Compara el tamaño de un ion sulfuro, S^{2-}, y un ion cloruro,C l^-.

7.34 Compara el tamaño de un ion sodio, Na^+, y un ion magnesio,M g^{2+}.

Energíad ei onización

7.35 ¿Qué significa "energía de ionización"? ¿Se trata de una propiedadp eriódica?

7.36 ¿Cuál es el significado específico de "primera energía dei onización"?

7.37 ¿Cuál es la tendencia general de las primeras energías de ionización de los elementos del periodo 2 y del periodo 3?

7.38 ¿Qué grupo de elementos es el que tiene las energías de ionización más pequeñas? Normalmente, ¿tienden los elementosd ee steg rupoa p erdero g anare lectrones?

7.39 Analiza la tendencia de las primeras energías de ionizaciónd el osm etalesa lcalinos.

7.40 Si se excluyen los gases nobles, ¿qué grupo de elementos es el que tiene las energías de ionización más grandes? ¿Tienden estos elementos a ganar o a perder electrones?

7.41 Predice de cuál elemento de cada par es de esperar que tenga la primera energía de ionización más pequeña. ¿Cuál elemento de cada par tiene más tendencia a formaru ni onp ositivo?E xplicat ur azonamiento.

a. Mg o S b. F o Li c. Ba o Mg

7.42 Predice cuál elemento de cada par tendrá la primera energía de ionización más pequeña. ¿Cuál elemento de cada par tiene más tendencia a formar un ion positivo? Explicat ur azonamiento.

a. Na o Cs b. Na o Si c. Si o Cl

7.43 ¿Qué familia de elementos es la que tiene las primeras energíasd ei onizaciónm ásg randes?

7.44 ¿Qué familia de elementos es la que tiene las primeras energíasd ei onizaciónm ásp equeñas?

Tendencias de los puntos de fusión y de ebullición

7.45 Compara la tendencia de los puntos de fusión de los metalesa lcalinosy l osh alógenos.

7.46 Compara la tendencia de los puntos de ebullición de los metalesa lcalinosy l osh alógenos.

7.47 Predice de cuál elemento de cada par es de esperar un punto de fusión más alto.

a. W o Fe b. W o Pb c. Cr o K

7.48 ¿Qué elemento del segundo periodo es el que tiene el punto de fusión más alto? (Consulta la tabla 7.3.) ¿Qué sugieree stoa cercad el aa tracción ntre estosá tomos?

Tendencias del ad ensidad y lac onductividad

7.49 ¿Qué tendencia presenta la densidad de los metales alcalinosy l ad el osh alógenos?

7.50 ¿Cuál es la tendencia de la densidad de los elementos delp eriodo5 ?

7.51 Predice cuál elemento de cada par tendrá la mayor densidad.

a. Mg o Al b. Au o Pb c. Ni o Pt

7.52 Menciona los tres metales que son los mejores conductores del calor y de la electricidad. ¿Qué otro metal común es buen conductor?

Examen de los elementos por grupos

7.53 Expón razones por las que el hidrógeno podría colocarse ya sea en el Grupo IA o en el Grupo VIIA. Expón razones por las que ninguno de estos dos grupos es exactamentee la propiadop arae lh idrógeno.

7.54 Describe la reactividad esperada de los metales del Grupo IA sodio y potasio en agua y en aceite mineral.

7.55 De los metales alcalinotérreos, ¿cuál es el más común? Menciona algunos minerales comunes que contienen este elemento.

7.56 ¿Cuáles son los dos iones del Grupo IIA que son comunes en el agua dura y que originan depósitos cristalinos blancos alrededor de las llaves de agua?

7.57 ¿Qué elemento se extrae de la bauxita? Cita dos usos dele lementoo d elm ineral.

7.58 ¿Qué elemento se extrae del bórax? Cita dos usos del elementoo d elm ineral.

7.59 Described osf ormasa lotrópicasd elf ósforo.

7.60 Mencionat resf ormasa lotrópicasd elc arbono.

7.61 ¿Qué forma alotrópica del carbono no fue descubierta hasta los años ochenta y fue el foco de atención del Premio Nobel de Química de 1996?

7.62 Describe las propiedades del grafeno y su importancia.

7.63 Indica las fórmulas de dos alótropos del oxígeno. Identifica el que lleva el nombre de ozono.

7.64 Describe la reactividad del fósforo en agua y en oxígeno.

7.65 ¿Qué elemento está presente tanto en el bronce como enl as oldadurap arau nirp iezasm etálicas?

7.66 Explicad eq uée stáh echou nr ecipiented e“ hojalata”.

7.67 ¿Cuál es el origen de la palabra *halógeno*? Explica tu respuesta.

7.68 ¿Qué es un fluorocarbono? Cita un fluorocarbono común y describe su uso.

7.69 El yodo sublima cuando se calienta. ¿Qué significa esto?

7.70 Menciona el único elemento no metálico que es líquido at emperaturaa mbiente.I ndicaa lgunosd es usu sos.

7.71 Describee ld escubrimientod elh elio.

7.72 Indicaa lgunosu sosd ed osg asesn obles.

7.73 ¿Qué elemento se emplea para galvanizar? ¿Para qué se aplicae step rocedimiento?

7.74 ¿Cuál es la diferencia entre el hierro y el acero?

Metalesd et ransición interna

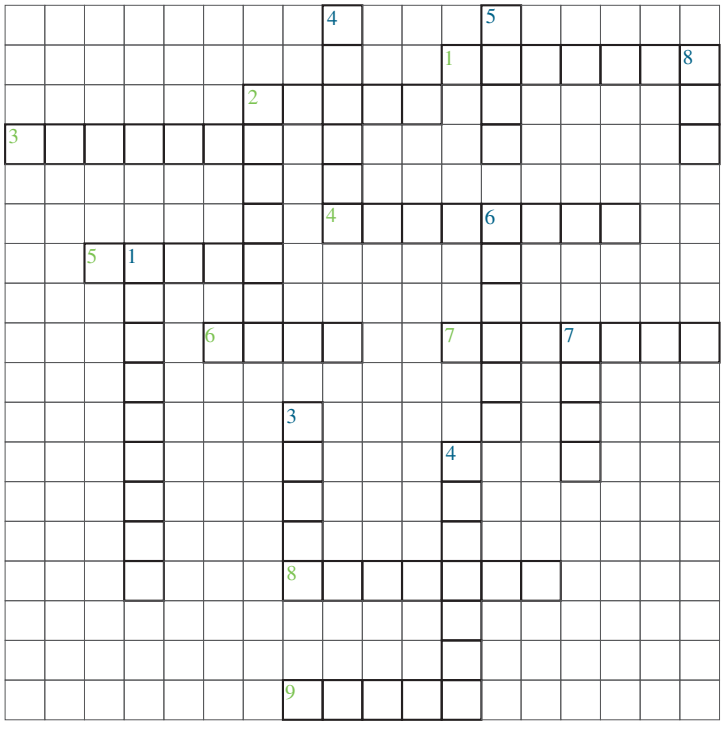
7.75 ¿Qué son los elementos transuránicos? ¿Qué tienen de especiale stose lementos?

7.76 Explica la diferencia entre los lantánidos y los actínidos.

Estudiantes en acción

El crucigrama de las propiedades periódicas de los elementos. ¿Qué tanto puedes deducir?

Resuelve de acuerdo con la descripción de las propiedades periódicas de los elementos mencionados y con ayuda de una tabla periódica.



Horizontales

1. De los elementos selenio, vanadio, cobalto, titanio, ¿cuál posee mayor carácter metálico?
2. De los elementos litio y flúor, ¿cuál tiene menor tamaño atómico?
3. De los elementos francio, rubidio y potasio, ¿cuál tiene mayor energía de ionización?
4. De los elementos escandio, arsénico y germanio, ¿cuál es un metal de transición?
5. ¿Qué elemento tiene mayor densidad: indio o galio?
6. Metaloide del grupo o familia IIIA o 13, con punto de fusión muy elevado.
7. De los elementos rubidio y potasio, ¿cuál posee la mayor densidad?
8. Es el elemento más abundante en la corteza terrestre.
9. Metal usado para cromar el hierro para las carrocerías de automóviles.

Verticales

1. Constituye 78% en volumen del aire.
2. Elemento que se usa en la fabricación de cerillos y es indispensable para las células vegetales y animales.
3. Gas inerte utilizado para llenar globos y dirigibles, debido a su baja densidad.
4. De los elementos selenio y telurio, ¿cuál tiene menor punto de fusión?
5. ¿Metal de transición, menos reactivo que los del grupo IA y IIA, pertenece al cuarto periodo.
6. Es uno de los tres elementos de transición que son susceptibles de atracción magnética.
7. Halógeno sólido capaz de sublimar con hermoso color violeta brillante. Se usa en fotografía y en algunos medicamentos.
8. Es el metal más dúctil y maleable de todos los metales. No reacciona con el aire ni con la mayor parte de las sustancias químicas, es muy apreciado en joyería.

capítulo

8

Enlaces químicos

CONTENIDO

8.1 Enlaces iónicos

8.2 Enlaces covalentes

8.3 Electronegatividad

8.4 Enlaces covalentes polares

8.5 Enlaces metálicos

8.6 Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos

8.7 Cómo escribir fórmulas de Lewis

8.8 Formas moleculares: modelos de globos y repulsión de pares de electrones

8.9 Agua: una molécula no lineal

8.10 Amoniaco: una molécula piramidal trigonal

8.11 Iones amonio y enlaces covalentes coordinados

8.12 Metano: una molécula tetraédrica

8.13 Estructuras moleculares y la tabla periódica

8.14 Puentes de hidrógeno

La unión entre los paracaidistas en esta formación de caída libre es análoga al enlace de los átomos entre sí, lo que confiere a cada molécula una distribución de sus átomos, una forma y un conjunto de propiedades específicas.

En este capítulo compararemos las características de los **enlaces químicos**, que son las fuerzas de atracción que mantienen unidos los átomos en las moléculas y los iones en los cristales. A los tipos de enlaces presentes en una sustancia se deben en gran medida las propiedades físicas y químicas de la sustancia. También se debe a los enlaces la atracción que una sustancia ejerce sobre otra. Por ejemplo, la sal se disuelve en agua mucho mejor que en aceite debido a las diferencias entre los enlaces. Ciertas sustancias disueltas en agua conducen una corriente eléctrica; otras, en cambio, no lo hacen. El alcohol etílico se evapora con más facilidad que el agua. La cera funde a una temperatura baja, pero el punto de fusión de la sal es alto. Estas propiedades de las sustancias, así como muchas otras, se explican en términos de diferencias en cuanto a sus enlacesq uímicos.

8.1 Enlaces iónicos

El sodio metálico es un metal sólido, plateado y blando que se puede cortar con cuchillo, y que reacciona rápidamente con el oxígeno y el vapor de agua del aire. El cloro, un no metal reactivo, es un gas amarillo verdoso pálido de olor irritante. Este elemento se suele emplear como desinfectante del suministro de agua de las ciudades y en las albercas. Probablemente has nadado alguna vez en una alberca con tanto cloro que podías olerlo o percibir su sabor. El cloro es muy irritante para las vías respiratorias.

Conexión con el mundo real
El cloro en las albercas: En algunas albercas se emplea Cl_2 gaseoso que se distribuye desde un tanque, pero en aplicaciones domésticas suele ser más conveniente utilizar compuestos sólidos que reaccionan con el agua y liberan cloro.

Cuando se coloca un trozo tibio de sodio metálico en un matraz que contiene cloro gaseoso, se produce una reacción vigorosa y se forma un sólido blanco estable. Se trata de un compuesto muy conocido, cloruro de sodio, que se emplea como sal de mesa (Fig. 8.1). La ecuación química siguiente representa la reacción del sodio con el cloro (un gas diatómico,C l_2) para formar cloruro de sodio, NaCl.

$$2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$$

Reacción entre el sodio y el cloro: teoría de enlaces

El párrafo anterior describe los hechos observables al ocurrir la reacción, pero esto no explica *por qué* se llevó a cabo la reacción. Es preciso examinar la teoría de reacciones para entender lo que sucede durante la reacción. Al perder un electrón, un átomo de sodio reactivo forma un ion sodio, Na^+. La pérdida del electrón de valencia produce un ion con un octeto completo de electrones. La configuración electrónica de este ion es similar a la del gas noble neón. Durante la ionización, se dice que un átomo metálico se **oxida** cuando *pierde* electrones. La oxidación se puede representar mediante símbolos de Lewis de puntos.

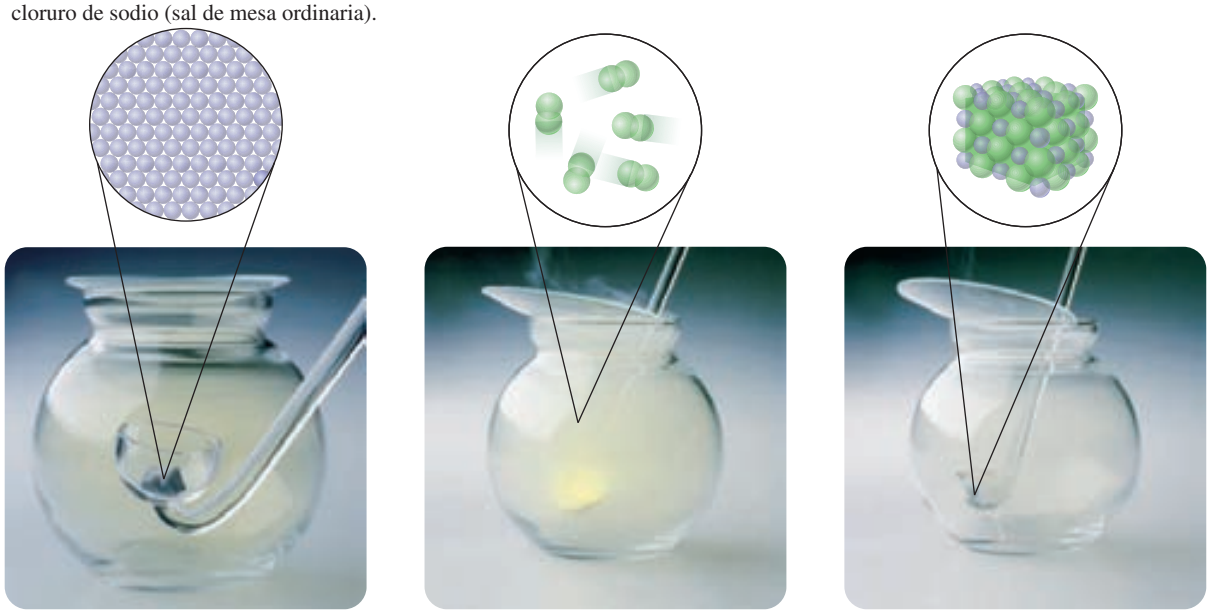
Conexión con el aprendizaje
La **oxidación** implica siempre una pérdida de electrones.

$$Na\cdot + \text{Energía} \longrightarrow Na^+ + e^-$$

Átomo de sodio — Ion sodio — Un electrón

Por otra parte, los átomos de cloro tienden a ganar un electrón para formar iones cloruro, Cl^-, con un octeto de electrones como el del gas noble no reactivo argón. Durante

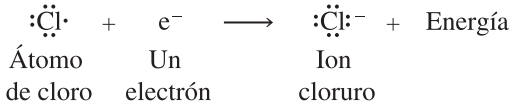
Figura 8.1 El sodio, un metal blando plateado, reacciona con el cloro, un gas verdoso, para formar cloruro de sodio (sal de mesa ordinaria).



Sodio + Cloro ⟶ Cloruro de sodio

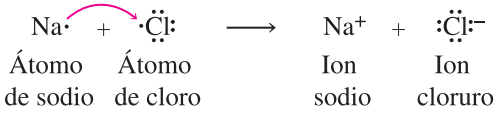
la ionización, se dice que el no metal se **reduce** cuando *gana* un electrón. Esta reducións er epresentac omos iguee mpleandos ímbolosd eL ewis.

Conexión con el aprendizaje
La **reducción** implica siempre una ganancia de electrones.



Advierte que los átomos metálicos *pierden* electrones para formar iones cuyo nivel de energía externo está totalmente vacío. Los átomos no metálicos *ganan* electrones para formar iones con niveles de energía externos totalmente ocupados. Sólo los electrones de valencia de un átomo participan en la transferencia de electrones; la zona interna de electrones no cambia. La tendencia de los átomos no metálicos a ganar los electrones suficientes para completar un conjunto de ocho electrones de valencia se conoce como la **regla del octeto**. (Debido a que los átomos de hidrógeno sólo pueden alojar dos electrones, obedecen la regla del *dueto* en vez de la regla del octeto.) Empleando símbolos de Lewis de puntos, podemos representar la reacción iónica del sodio con el cloro, ent érminosd et ransferenciad ee lectronese ntreá tomos,c omos igue.

Conexión con el aprendizaje
Para recordar con facilidad la regla del octeto, piensa en la frase **"Con ocho basta".** G. N. Lewis publicó los principios del octeto en 1926.



El electrón que el átomo de sodio pierde lo gana un átomo de cloro para formar un ion sodio, Na^+, y un ion cloruro, Cl^-. Los átomos de sodio se oxidan; los átomos de cloro se reducen. La oxidación y la reducción siempre ocurren juntas. Los no metales oxidan a los metales; los metales reducen a los no metales.

Conexión con el aprendizaje
Recuerda que es indispensable decir "ion" al referirse a una partícula con carga como el ion sodio, Na^+. Los *átomos* son neutros; tienen el mismo número de electrones que de protones. Los *iones* no son neutros; tienen una carga positiva o negativa. Los ***iones*** sodio y los *átomos* de sodio no son lo mismo.

Los *metales* tienden a perder sus electrones de valencia para formar iones positivos (cationes).

Los *nom etales* tiendena g anare lectronesp araf ormari onesn egativos(aniones).

Cuando se transfieren electrones, se forman iones con un octeto completo de electrones.

Cuando el sodio metálico reacciona con cloro gaseoso, un átomo de sodio *transfiere* un electrón a un átomo de cloro para formar un ion sodio y un ion cloruro. El cloruro de sodio que se forma es un **compuesto iónico**. El ion sodio, Na^+, y el ion cloruro, Cl^-, no sólo tienen estructuras electrónicas estables como los gases nobles, sino que además tienen cargas opuestas. Los iones con cargas opuestas se atraen. La fuerza de atracción entre iones con carga opuesta recibe el nombre de **enlacei ónico**.

En realidad, el cloro gaseoso de color amarillo verdoso se compone de moléculas de cloro, y cada molécula consta de dos átomos.

Los enlacesi ónicos sef ormanp ort ransferenciac ompletad ee lectrones.

En una pizca de sal hay muchísimos billones de iones positivos y negativos. Estos iones se organizan en una formación ordenada que ilustra el modelo de semiesferas de la Fig. 8.2 y el modelo de esferas y palos de la figura 8.3. Estos arreglos se repiten en todas direcciones —arriba y abajo, delante y detrás, a derecha e izquierda— para formar un **cristal** tridimensional, con forma de cubo, de cloruro de sodio (Fig. 8.4). Cada ion sodio atrae (y es atraído por) los seis iones cloruro más próximos. De modo análogo, cada ion cloruro atrae (y es atraído por) los seis iones sodio que lo rodean. Las fuerzas de atracción— lose nlacesi ónicos—m antienenu nidoe lc ristal.

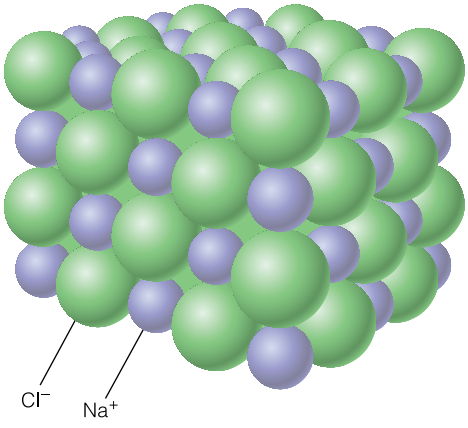


Figura 8.2 Distribución de los iones en un cristal de cloruro de sodio.

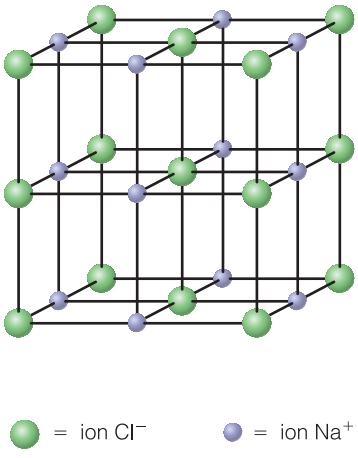


Figura 8.3 Modelo de esferas y palos de un cristal de cloruro de sodio. El diámetro de un ion cloruro es aproximadamente dos veces mayor que el de un ion sodio.

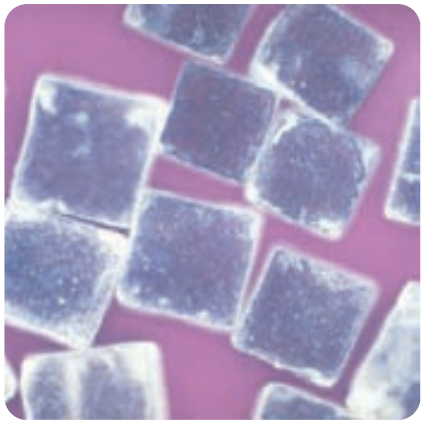


Figura 8.4 El cloruro de sodio es un sólido cristalino de forma cúbica cuyo punto de fusión es de 808°C.

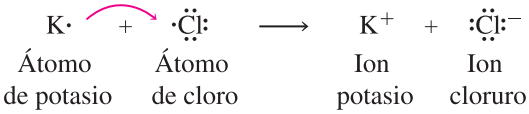
El modelo de esferas y palos (Fig. 8.3) permite observar que hay un ion sodio por cada ion cloro; la proporción de iones es de uno a uno. Por tanto, la fórmula más sencilla del compuesto cloruro de sodio se escribe NaCl para representar esta proporción de iones de uno a uno. ▮ Cuando los metales reaccionan con no metales, forman compuestosd ec arácteri ónico.

▮ Conexión con el aprendizaje
Todos los compuestos químicos son neutros en términos de carga; sus fórmulas no muestran las cargas de los iones individuales.

Otros compuestos iónicos

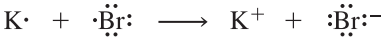
▮ Conexión con el mundo real
Las baterías de iones litio se emplean en ciertas computadoras portátiles y en los teléfonos celulares.

El litio, ▮ el potasio y otros metales alcalinos también reaccionan con los halógenos para formar compuestos iónicos. Por ejemplo, la reacción del potasio con cloro se representac ons ímbolosd eL ewisc omos igue:



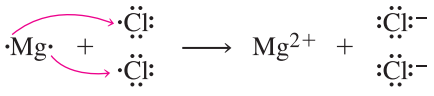
La fórmula KCl no muestra las cargas de los iones.

El potasio metálico también reacciona con el bromo —un líquido pardo rojizo muy reactivo de la misma familia que el cloro, la de los halógenos—, para formar un sólido cristalinob lancoe stablel lamadob romurod ep otasio,K Br.



El magnesio es un metal alcalinotérreo menos reactivo que el potasio. Cuando este metal reacciona con cloro gaseoso, cada átomo de magnesio cede dos electrones de valencia para formar un ion Mg^{2+}. Por consiguiente, cada átomo de magnesio debe reaccionar con dos átomos de cloro para formar el sólido cristalino blanco estable llamado cloruro dem agnesio,c uyaf órmulae sM gCl^2. ▮

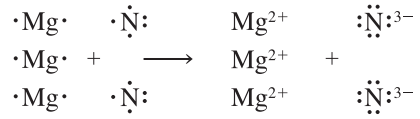
▮ Conexión con el aprendizaje
Advierte que el magnesio y el cloro se combinan en proporciones definidas de 2 a 1 (Sección 2.3), y la explicación de por qué el magnesio pierde dos electrones de valencia y el cloro gana un electrón se basa en la estructura atómica descrita en el capítulo 5.



La fórmula del cloruro de magnesio se escribe $MgCl_2$.

Los átomos de magnesio pierden electrones cuando se oxidan para formar iones magnesio. El cloro, que es el no metal, gana electrones cuando se reduce a iones cloruro. El número total de electrones perdidos por el magnesio es igual al número total de electronesg anadosp ore lc lorod urantel af ormaciónd elc lorurod em agnesio.

Durante la reacción del magnesio con el nitrógeno, cada uno de tres átomos de magnesio pierde dos electrones de valencia (seis en total) en tanto que dos átomos de nitrógeno ganan un total de seis electrones para formar dos iones nitruro. La fórmula del producto, nitruro de magnesio, se escribe Mg_3N_2 para mostrar la proporción correcta de magnesio yn itrógeno. Con símbolos de Lewis de puntos esto se escribe así:



La fórmula del nitruro de magnesio se escribe Mg_3N_2.

Advierte que las cargas totales positivas y negativas de los iones formados son iguales (6+ y 6−). Durante esta reacción iónica se transfieren seis electrones del magnesio al nitrógeno; ningún electrón se pierde. Una vez más, los átomos metálicos se oxidan para formar iones positivos, y los átomos no metálicos ganan electrones cuando se reducen paraf ormari onesn egativos.

Conexión con el aprendizaje
La escritura de fórmulas químicas se describe detalladamente en el capítulo 6.

Propiedades generales de los compuestos iónicos

En general, los metales del lado izquierdo de la tabla periódica reaccionan con los elementos no metálicos del lado derecho de la tabla (sin considerar los gases nobles) para formar sólidos cristalinos estables, que se mantienen estrechamente unidos por efecto de los iones con cargas opuestas; esto es el enlace iónico. A las fuertes atracciones que existen en el interior de los sólidos iónicos se deben sus altos puntos de fusión, que por lo común se hallan entre 300 y 1000°C.

Todos los compuestos iónicos puros son sólidos a temperatura ambiente; ninguno es líquidon i gaseoso.

Los puntos de ebullición de las sustancias iónicas son muy altos; por lo regular fluctúan entre 1000 y 1500°C.

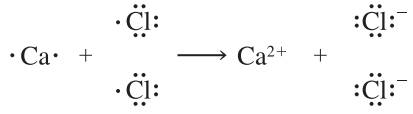
Muchos compuestos iónicos son solubles en agua. Cuando estos compuestos se disuelven en agua, los iones se **disocian**, es decir, se separan y se desplazan libremente. Los iones se mantienen en solución debido a su atracción por el agua. La presencia de iones disociados permite que una sustancia conduzca la electricidad. Una sustancia que se disuelve en agua para formar una solución que conduce la electricidad recibe el nombre de **electrólito**.(Las ección8 .6p roporcionam ási nformacióna lr especto.)

Conexión con el mundo real
Balance de electrólitos
El *balance de electrólitos* de los iones sodio y potasio en la sangre y en otros líquidos corporales es fundamental para la buena salud; un cambio en el balance de electrólitos puede dar lugar a emergencias médicas graves.

EJEMPLO 8.1 Formación de iones

Representa mediante símbolos de Lewis la reacción del calcio con el cloro cuyo producto es cloruro de calcio, $CaCl_2$. (Utiliza la tabla periódica como guía en cuanto a los electronesd ev alencia.)

SOLUCIÓN



La fórmula $CaCl_2$ no muestra las cargas de los iones.

EJERCICIO 8.1

Representam ediantes ímbolosd eL ewisd ep untosl ar eacciónd e

(a) Átomos de calcio con átomos de oxígeno para formar iones calcio y iones óxido.

(b) Átomos de aluminio con átomos de bromo para formar iones aluminio y iones bromuro.

Véanse los problemas 8.1 -8.8.

8.2 Enlaces covalentes

Sería de esperar que un átomo de hidrógeno, con su único electrón, adquiriese un electrón más para formar una estructura electrónica estable como la del helio. De hecho, eso es precisamente lo que hacen los átomos de hidrógeno en presencia de átomos de un metal muy reactivo, como el litio, que cede electrones con facilidad. El ion $H:^-$ con carga negativa que se forma se llama ion hidruro. El compuesto LiH recibe el nombre de hidrurod el itio.

$$Li\cdot + H\cdot \longrightarrow Li^+ + H:^-$$

Conexión con el mundo real
Las baterías recargables que contienen hidruros metálicos se usan extensamente en los teléfonos inalámbricos.

Losh idrurosm etálicoss onm uyr eactivos.

Si sólo hay átomos de hidrógeno presentes, uno de ellos no puede "tomar" un electrón de otro; todos los átomos de hidrógeno ejercen la misma atracción sobre los electrones. Los átomos de hidrógeno tienden a adquirir la configuración de gas noble del helio *compartiendo* electrones. Dos átomos de hidrógeno, cada uno con un electrón, comparten un par para formar una *molécula de hidrógeno*, que es más estable que los átomos de hidrógenoi ndividuales.

$H\cdot$	+	$\cdot H$	$\longrightarrow$	$H:H$
Átomo de hidrógeno		Átomo de hidrógeno		Molécula de hidrógeno

Al *parc ompartido* de electrones de la molécula se le llama **enlacec ovalente**.

Una **molécula** es un conglomerado eléctricamente neutro de dos o más átomos unidos por pares compartidos de electrones (enlaces covalentes), que se comporta como una sola partícula. A una sustancia compuesta de moléculas se la llama sustancia molecular.

Durante la formación de un enlace covalente se puede imaginar a dos átomos que se acercan el uno al otro, entrelazándose sus nubes electrónicas u orbitales, de tal manera que no se pueden separar con facilidad. La molécula que se forma es más estable que los átomos individuales. El enlace covalente entre dos átomos de hidrógeno produce una *molécula diatómica de hidrógeno*.

Conexión con el aprendizaje
Compuestos iónicos y covalentes

- Los *compuestos iónicos* forman arreglos cristalinos con los iones empaquetados en una matriz tridimensional. El NaCl y el $MgCl_2$ son compuestos iónicos.
- Los *compuestos moleculares* están formados de moléculas en las que hay un conglomerado de átomos unidos por enlaces covalentes. H_2, H_2O y CO_2 son ejemplos de compuestos moleculares.

Un átomo de cloro, con siete electrones de valencia, capturará un electrón adicional de otro elemento si puede formar un ion cloruro, Cl^-. Pero, ¿y si el único átomo disponible es otro átomo de cloro? A cada átomo de cloro le falta un electrón para tener un nivel de energía totalmente ocupado. Al igual que el hidrógeno, los átomos de cloro comparten un par de electrones para formar una molécula diatómica con un enlace covalente.

$$:\ddot{Cl}\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow :\ddot{Cl}:\ddot{Cl}:$$

Conexión con el aprendizaje
Recuerda (Sección 4.4) que la molécula diatómica de hidrógeno gaseoso se representa mediante la fórmula H_2, y la molécula diatómica de cloro gaseoso se escribe Cl_2.

Cada átomo de cloro de la molécula de cloro necesita ocho electrones para alcanzar un octetod ee lectronese stablec omoe ld elg asn oblea rgón.

En las moléculas Cl_2 y H_2 hay un enlace covalente entre los átomos. En las fórmulas de Lewis de las moléculas, un enlace covalente se representa ya sea como un par de

electrones entre los átomos o como una raya en vez del par electrónico. Aquí se muestran las fórmulas de Lewis del hidrógeno y del cloro gaseosos, pero todos los halógenos en estado elemental son diatómicos, con enlaces que se representan del mismo modo como se ilustra el cloro.

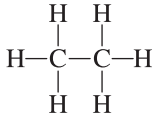
Todos los elementos diatómicos tienen enlaces **covalentes no polares**; es decir, los pares de electrones se comparten equitativamente entre dos átomos del mismo elemento (Fig. 8.5).

Este compartimiento de electrones no se limita a un solo par de ellos. Consideremos un átomo de nitrógeno con cinco electrones de valencia. Su símbolo de puntos es:

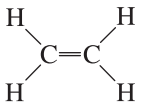
Es de esperar que este átomo sea reactivo, con base en lo que sabemos acerca de la regla del octeto. Si dos átomos de nitrógeno comparten un par de electrones, su estructura de Lewis será:

En este arreglo, cada átomo tiene únicamente seis electrones de valencia en torno suyo, que no son suficientes para completar el octeto deseado. Cada átomo tiene dos electrones no apareados, así que, para alcanzar más estabilidad, cada átomo de nitrógeno forma dos enlaces covalentes más hasta hacer un total de tres enlaces covalentes. La molécula den itrógenos er epresentam ediantel ase structurass iguientes.

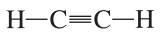
En ambas fórmulas del nitrógeno diatómico, N_2, se representan tres pares de electrones compartidos por los dos átomos. Cada átomo de nitrógeno ha conseguido una configuración estable de gas noble. Estos tres pares de electrones compartidos entre átomos constituyen un **triple enlace**. Dos pares de electrones compartidos entre átomos conforman un **doble enlace**, y un solo par de electrones compartido representa un **enlace sencillo**. ▮ Por ejemplo, los átomos de carbono tienen cuatro electrones de valencia que pueden compartir con otros átomos para formar miles de moléculas naturales y sintéticas con enlaces sencillos, dobles o triples, como lo demuestran las estructuras siguientes del etano, eteno y etino. En todos los casos, cada átomo de carbono tiene cuatro enlaces covalentes,y c adaá tomod eh idrógeno,u ne nlacec ovalente.



Etano
enlace sencillo entre átomos de carbono



Eteno (etileno)
doble enlace entre átomos de carbono



Etino (acetileno)
triple enlace entre átomos de carbono

Los nombres comunes de estas sustancias se muestran entre paréntesis.

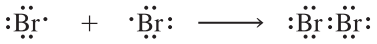
Figura 8.5 En los enlaces covalentes no polares participan electrones que se comparten equitativamente entre los átomos de moléculas diatómicas como H_2, N_2 y Cl_2.

▮ **Conexión con el aprendizaje**
Cada par de electrones se puede representar mediante un par de puntos o una raya. Un par de rayas representa un doble enlace.

EJEMPLO 8.2 Formación de enlaces covalentes

Escribe los símbolos de puntos de dos átomos de bromo y muestra cómo pueden formar una molécula con enlaces covalentes. Explica por qué el bromo existe en forma de moléculasd iatómicas.

SOLUCIÓN



Un átomo de bromo individual es muy reactivo porque le falta un electrón para tener un octeto de electrones. Dos átomos de bromo pueden compartir un par de electrones para formar une nlacec ovalentey ,d ee stem odo,a lcanzarm ayore stabilidad.

EJERCICIO 8.2

Véanse los problemas 8.9-8.20.

Empleandos ímbolosd ep untos,m uestrac ómo

(a) dos átomos de yodo se unen para formar una molécula diatómica de yodo.

(b) un átomo de hidrógeno y uno de bromo forman una molécula de HBr.

8.3 Electronegatividad

Antes de estudiar los enlaces de más compuestos, es necesario ponderar la importancia de la **electronegatividad**, que es una medida de la tendencia de un átomo en un enlace covalente a atraer hacia sí los electrones compartidos. Los átomos de los elementos más **electronegativos** son los que ejercen mayor atracción sobre los electrones. Se trata de los elementos, agrupados en la esquina superior derecha de la tabla periódica, que presentanl am áximat endenciaa g anare lectronesp araf ormari onesn egativos.

Linus Pauling (Sec. 1.5) fue el primer químico que ideó una escala numérica de electronegatividad. En la escala de Pauling se asigna al flúor, el elemento más electronegativo, un valor de 4.0 (Fig. 8.6). El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo, seguido del nitrógeno y el cloro. La electronegatividad disminuye conforme el carácter metálico aumenta. Los metales más reactivos (los de la esquina inferior izquierda de la tabla periódica) presentan los valores de electronegatividad más pequeños (Fig. 8.7). Estas tendencias son congruentes con las tendencias de la energía de ionizacióne studiadase ne lc apítulo7 .

En un periodo de elementos, la electronegatividad aumenta con el número atómico. Dentro de un grupo, la electronegatividad disminuye a medida que el número atómicoa umenta.

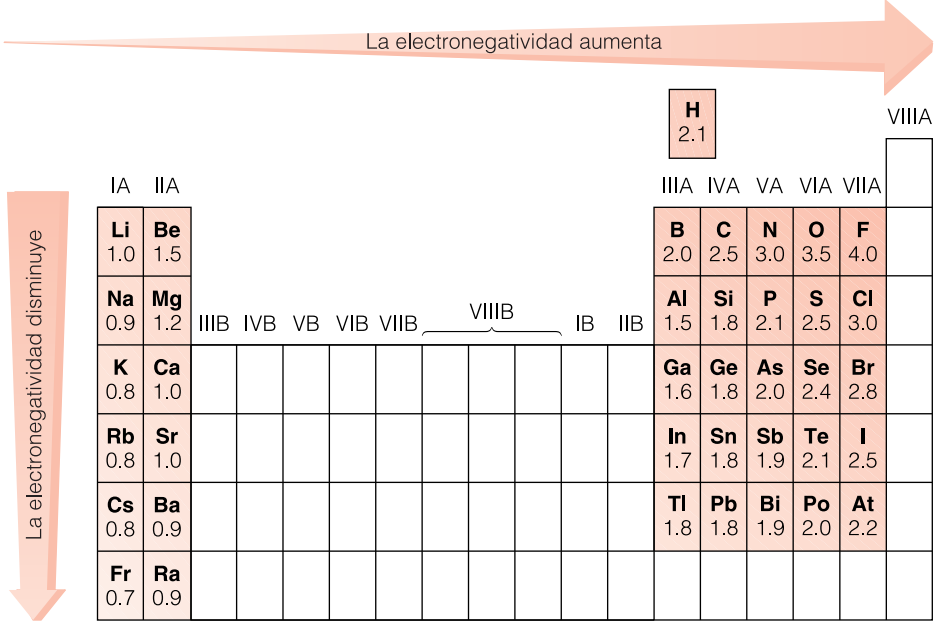


Figura 8.6 Electronegatividades relativas de algunos elementos representativos.
Las electronegatividades no tienen unidades; son números arbitrarios con valores relativos.

En realidad, lo importante es la *diferencia* de electronegatividad entre los átomos unidos por un enlace químico. Cuando dos átomos del mismo elemento están unidos por un enlace covalente y forman una molécula diatómica, ambos átomos tienen los mismos valores de electronegatividad. Por tanto, la diferencia de electronegatividad es cero y el enlace es no polar. Los átomos unidos por enlaces iónicos presentan grandes diferencias de electronegatividad. Cuando la diferencia de electronegatividad es mayor de aproximadamente 1.7, se considera que el enlace es principalmente iónico. Los enlaces covalentes polares (Sección 8.4) presentan diferencias de electronegatividad más pequeñas. Así pues, a medida que la diferencia de electronegatividad disminuye, el carácter covalente del enlace aumenta. En el caso del cloruro de hidrógeno gaseoso, la diferencia de electronegatividad (3.0 – 2.1) es de 0.9. Esta diferencia es menor que 1.7, por lo que es de esperar que el enlace tenga más carácter covalente que iónico. Esta predicción concuerda con los experimentos, los cuales indican que el HCl gaseoso es una molécula covalente polar.

La electronegatividad del hidrógeno, 2.1, indica una vez más que este elemento no es en realidad como los elementos típicamente metálicos del Grupo IA que tienen un electrón de valencia, ni tampoco es como los halógenos representativos a los que les falta un electrón de valencia para tener un nivel de energía externo totalmente ocupado. En cambio, el valor de la electronegatividad del hidrógeno está más próximo al del carbono, que es de 2.5. Tanto el hidrógeno como el carbono tienen un nivel de energía externo lleno a la mitad: el hidrógeno tiene un electrón de valencia de dos posibles, y el carbono tiene cuatro electrones de valencia de ocho posibles. Tanto el hidrógeno como el carbono tienden a formar enlaces covalentes. De hecho, los enlaces covalentes entre hidrógeno y carbono están presentes en casi todos los compuestos orgánicos, como lo ilustran los compuestos etano, eteno y etino descritos en la sección 8.2.

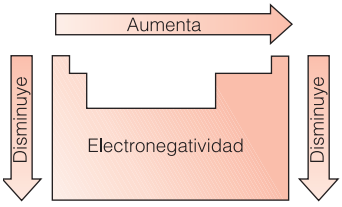


Figura 8.7 Tendencias generales de la electronegatividad.

Conexión con el aprendizaje
Siempre que la diferencia de electronegatividad es de 0.4 o menos, la polaridad resulta insignificante y el enlace es prácticamente no polar.

Conexión con el aprendizaje
Es fundamental entender el concepto de electronegatividad para comprender la naturaleza de los enlaces químicos.

EJEMPLO 8.3 Uso de las electronegatividades

Calcula la diferencia de electronegatividad entre cada uno de los pares de átomos siguientes, e indica si un enlace entre ambos sería iónico, covalente polar o covalente no polar: K y Cl, C y Cl, P y Cl, I e I.

SOLUCIÓN

	Electronegatividad	Diferencia	Enlace
K y Cl	3.0 − 0.8 = 2.2	Más de 1.7	Iónico
C y Cl	3.0 − 2.5 = 0.5	Menos de 1.7	Covalente polar
P y Cl	3.0 − 2.1 = 0.9	Menos de 1.7	Covalente polar
I e I	2.5 − 2.5 = 0	No hay diferencia	Covalente no polar

EJERCICIO 8.3

(a) ¿Los enlaces entre azufre y oxígeno son iónicos, covalentes polares o covalentes nop olares?

(b) ¿Los enlaces entre oxígeno y sodio son iónicos, covalentes polares o covalentes nop olares?

Véanse los problemas 8.21-8.26.

8.4 Enlaces covalentes polares

Si se comparan los tipos de enlaces, se tiene, en un extremo, los enlaces iónicos en los que se transfieren electrones de un átomo a otro para formar iones. En el otro extremo están los enlaces covalentes no polares de las moléculas diatómicas, donde la distribución electrónica está perfectamente equilibrada entre átomos que ejercen atracciones equivalentes sobre los electrones. Entre estos extremos se sitúan los enlaces **covalentes polares**, donde los electrones se comparten de modo *desigual* entre átomos de elementos diferentes.

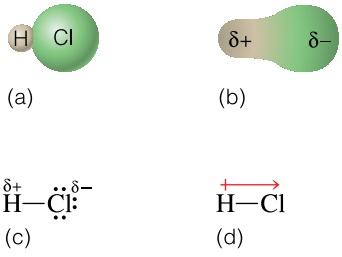


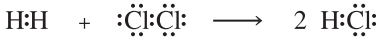
Figura 8.8 Representaciones de la molécula polar de cloruro de hidrógeno.
(a) Modelo de semiesferas del HCl.
(b) Diagrama que representa la desigual distribución de la densidad electrónica en la molécula de HCl.
(c) Los electrones compartidos del enlace son atraídos de modo desigual hacia el cloro, que es el átomo más electronegativo; por lo tanto, el cloro tiene una carga parcial negativa que se simboliza como $\delta-$. Los símbolos $\delta+$ y $\delta-$ indican cargas parciales positivas y negativas, respectivamente.
(d) También se representa la polaridad mediante una flecha con cruz que apunta hacia el átomo más electronegativo de un enlace covalente.

▼ Reflexiona ▼ detenidamente ▼ paso a paso

Muchos compuestos contienen enlaces *covalentes polares*, situados entre los extremos de los covalentes no polares y los iónicos.

El hidrógeno y el cloro reaccionan para formar un gas incoloro llamado cloruro de hidrógeno. Empleando símbolos de puntos, la reacción se representa mediante la ecuación

Tanto el átomo de hidrógeno como el de cloro necesitan un electrón para ser estables, de modo que se podría decir que "llegan a un arreglo" compartiendo un par de electrones en un enlace covalente. Debido a que las moléculas de hidrógeno y de cloro son diatómicas, una representación más exacta de la reacción es la ecuación siguiente:



Estar eaccióńt ambiéns ep uedee scribirc omo

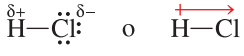
$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

Detengámonos un momento a considerar una importante pregunta. A fin de cuentas, ¿por qué reaccionan las moléculas de hidrógeno y de cloro? Después de todo, en la sección 8.3 se explicó que las moléculas diatómicas se forman a fin de alcanzar una disposición electrónica más estable. En efecto, eso fue lo que se dijo. Pero hay de estabilidad a estabilidad. Una molécula de cloro es más estable que dos átomos de cloro separados, pero la estabilidad del enlace de un átomo de cloro con un átomo de hidrógeno es aún mayor. Lan aturalezas iempref avorecel af ormaciónd ee nlacesm ásf uertesy e stables.

Cuando el hidrógeno y el cloro comparten un par de electrones en la molécula de cloruro de hidrógeno, no comparten el par de electrones de forma equivalente. De hecho, siempre que dos átomos diferentes comparten electrones, uno de los átomos ejerce mayor atracción sobre los electrones que el otro; por tanto, el enlace es *covalente polar*.

Como se indicó en la sección 8.3, la electronegatividad de un átomo es una medida de la atracción relativa de un átomo hacia los electrones que participan en un enlace. El cloro es más electronegativo que el hidrógeno y ejerce más atracción sobre los electrones que éste. Por consiguiente, en una molécula de cloruro de hidrógeno los electrones pasan más tiempo cerca del átomo de cloro que del átomo de hidrógeno. Si se piensa en el enlace covalente como una nube electrónica no bien definida, entonces la nube electrónica tiene más densidad de electrones cerca del átomo de cloro. El enlace es *polar* (Fig. 8.8), y se describe como un *enlace covalente polar*. En la molécula de HCl hay un solo enlace, que es polar, así que toda la molécula de HCl es polar.

La anotación siguiente a menudo se usa para designar un enlace covalente polar.



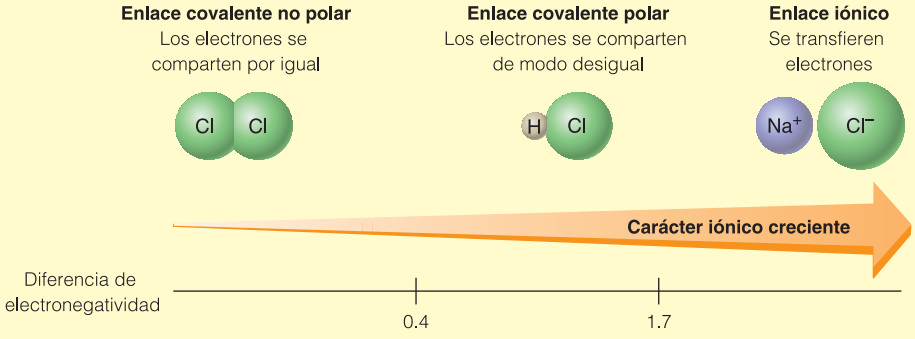
La línea entre los dos átomos representa el enlace covalente. Los signos $\delta+$ y $\delta-$ (se leen "delta más" y "delta menos") indican regiones de carga parcial positiva y parcial negativa, respectivamente. La polaridad del enlace también se indica mediante una flecha con cruz dirigida hacia el centro de carga más negativo. El hecho de compartir de forma desigual los electrones en un enlace covalente tiene un efecto importante en las propiedades de los compuestos. Por ejemplo, las sustancias polares como el amoniaco y el cloruro de hidrógeno se disuelven fácilmente en agua —que también es muy polar—p araf ormare lá cidoc lorhídrico.

Ahorap odemosh acerl asg eneralizacioness iguientes:

Conexión con el aprendizaje
El átomo que es "parcialmente negativo" es el que es más electronegativo y jala a los electrones del enlace más cerca de sí.

Los enlaces químicos

- entre dos átomos no metálicos idénticos son *covalentes no polares*.
- entre dos átomos no metálicos diferentes son *covalente polares*.
- entre no metales y metales reactivos son principalmente *iónicos*.



La forma global de una molécula está determinada por la disposición de los enlaces polares y no polares dentro de la molécula. La forma molecular se estudia en la sección 8.8. Ahís ee xplicap orq uép uedeh abere nlacesp olarese nm oléculasn op olares.

EJEMPLO 8.4 Estructuras de puntos sencillas

Dibuja estructuras de Lewis de Br_2, HBr y NaBr. Analiza los enlaces iónicos, covalentesp olaresy c ovalentesn op olaresd ee stass ustancias.

SOLUCIÓN

:Br—Br: El Br_2 tieneu n enlacec ovalenten op olar.L ose lectronesd ele nlace sencillos ec ompartene quitativamente.

H—Br: El enlace del HBr es covalente polar. Los electrones del enlace sencillos ec ompartend em odod esigual;p ort anto,l am oléculae sc ovalentep olar.

Na^+ $:\ddot{Br}:^-$ El NaBr es iónico. Se transfiere un electrón del sodio al bromo para formari oness odio yi onesb romuro.

EJERCICIO 8.4

(a) Dibujae structurasd eL ewisd eF_2, HF y KF.
(b) Analizal ad iferenciad ee nlacese nl ass ustanciasF$_2$, HF y KF.

8.5 Enlaces metálicos

Las unión de los átomos en los cristales metálicos sólidos se designa simplemente como **enlace metálico**. Este tipo de enlazamiento difiere claramente de los enlaces iónicos y covalentes descritos en las secciones 8.1 y 8.2. Un modelo de un sólido metálico podría visualizarse como una matriz tridimensional de iones positivos que permanecen fijos en la red cristalina, mientras los electrones de valencia, débilmente sujetos, se desplazan libremente por todo el cristal (Fig. 8.9). El movimiento, similar al de un líquido, de estos electrones de valencia a través de la red cristalina hace de los metales buenos conductores tanto del calor como de la electricidad. Una importante característica que distingue a los metales es que, en estado sólido, conducen la electricidad; los sólidos con enlaces iónicosy c ovalentesn ol ac onducen.

Conexión con el aprendizaje
Aunque se puede visualizar un metal como una estructura reticular tridimensional de iones positivos, el metal se conserva neutro en términos de carga. Esto se debe a que el número de electrones más o menos sueltos que se desplazan por todo el cristal es exactamente igual a la carga positiva total de los iones.

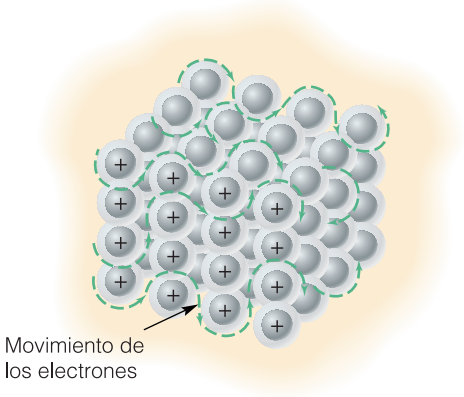


Figura 8.9 El enlace metálico consiste en iones metálicos con carga positiva que forman una red tridimensional mientras los electrones débilmente sujetos se desplazan libremente, a la manera de un fluido, por todo el metal. Los metales cuyos electrones están más débilmente sujetos son los mejores conductores de la electricidad.

8.6 Conductividad, solubilidad y otros indicios de los enlaces químicos

¿Se puede ensayar una sustancia para conocer el tipo de enlaces presentes en ella? Desde luego que sí. Tanto las pruebas de conductividad (Fig. 8.10) como la solubilidad de lass ustanciaso freceni mportantesi ndiciosr espectoa s usc aracterísticasd ee nlace.

Metales

Si el material que se examina es un sólido que conduce la electricidad y su apariencia es brillante, es de esperar que se trate de un metal.

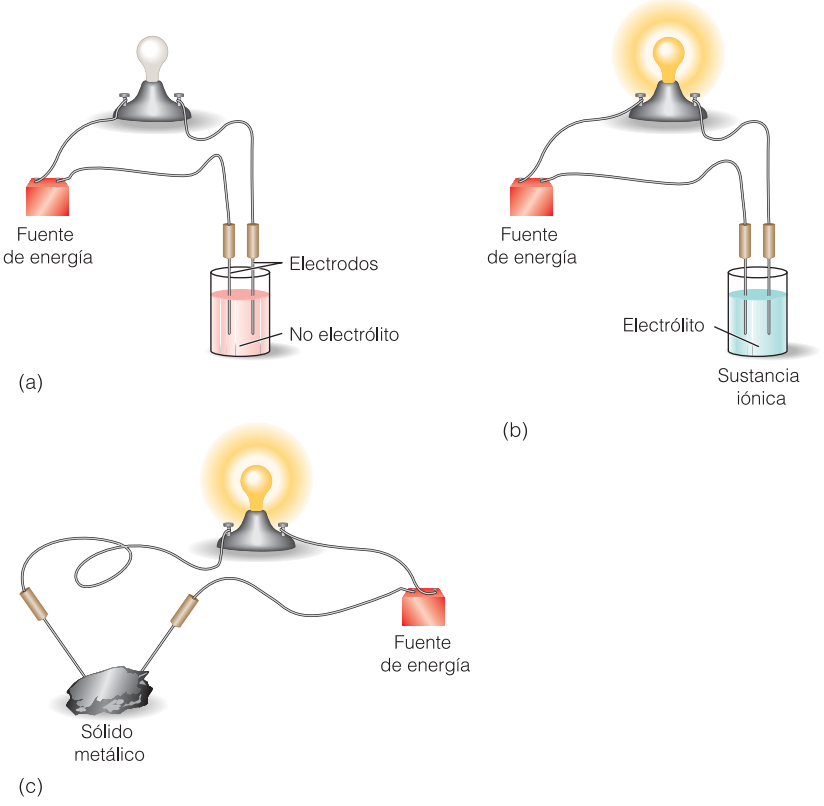


Figura 8.10 Un sencillo aparato de conductividad permite clasificar las sustancias como (a) no electrólitos no conductores, (b) soluciones de electrólitos conductoras y (c) sólidos metálicos.

Compuestos iónicos

Si una pequeña cantidad de un material sólido se prueba disolviéndolo en agua, y si la solución resultante conduce la electricidad, es de esperar que el material sea una sustancia iónica. Todas las sustancias iónicas tienen un punto de fusión elevado (de alrededor de 300 a 1000°C), por lo que son sólidas a temperatura ambiente.

Los compuestos iónicos no conducen la electricidad en estado sólido, pero son buenos conductores cuando se funden (derriten). Los iones del cristal sólido están fijos; no se pueden desplazar libremente y no conducen una corriente eléctrica. En cambio, una corriente eléctrica fluye a través de una muestra fundida del compuesto iónico porque los iones individuales se encuentran *disociados* (separados unos de otros) y, por tanto, pueden desplazarse libremente hacia un electrodo. Un compuesto iónico disuelto en agua conduce una corriente eléctrica por la misma razón: los iones están disociados y se mueven con libertad. Toda sustancia que libera iones en solución acuosa y, por tanto, conduce la electricidad, recibe el nombre de *electrólito*. El agua pura, por sí sola, es tan malc onductord el ae lectricidadq uen os ec lasificac omoe lectrólito.

Conexión con el aprendizaje
Los términos clave **disociar** y **electrólito** se definen en la sección 8.1.

El hecho de que muchos compuestos iónicos se disuelven en agua es una propiedad característica importante de las sustancias iónicas. Las moléculas de agua polares son atraídas tanto hacia los iones positivos como a los negativos. De hecho, cuando el compuesto se disuelve en agua varias moléculas de agua rodean y aíslan los iones individuales (Fig. 8.11). Los compuestos iónicos no se disuelven en gasolina ni en otros productos derivadosd elp etróleo.

Compuestos moleculares

Si la sustancia sujeta a prueba funde a una temperatura baja y es un sólido no conductor a temperatura ambiente, es de esperar que sea una sustancia molecular; es decir, que contenga moléculas con enlaces covalentes. Asimismo, una sustancia molecular no conduce

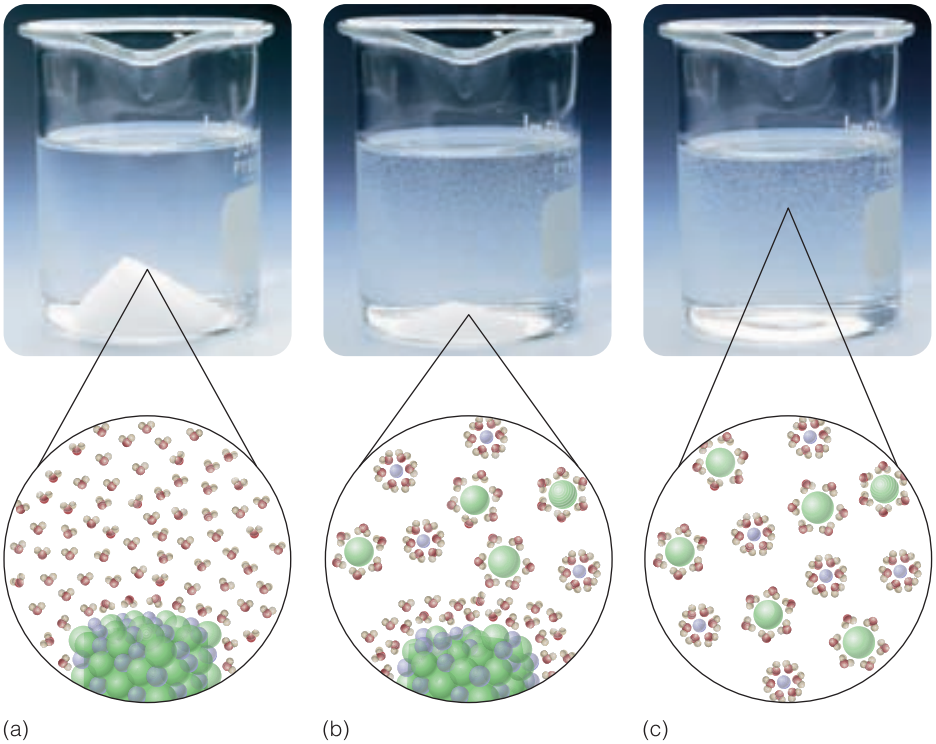


Figura 8.11 Los sólidos iónicos se disocian cuando se disuelven en agua. Varias moléculas de agua rodean cada ion positivo y negativo y se asocian a él a medida que el cristal se disuelve. Advierte que los iones positivos son atraídos por el átomo de oxígeno del agua, en tanto que los iones negativos son atraídos por los átomos de hidrógeno del agua, más positivos. Los disolventes no polares no disuelven los compuestos iónicos; carecen de las intensas fuerzas de atracción que se necesitan para mantener los iones en solución.

una corriente eléctrica cuando está fundida o disuelta en un disolvente. Un buen ejemplo es la glucosa, un azúcar sencillo. Su punto de fusión es bajo (83°C) y no conduce la electricidad cuando está fundida o disuelta en agua. Estas propiedades tienen que ver con el hecho de que la glucosa es una sustancia molecular con enlaces covalentes.

Si la sustancia que se examina es un gas o un líquido puro, no puede ser iónica: todas las sustancias iónicas tienen puntos de fusión altos. Si la sustancia es un *gas*, o es uno de los elementos llamados gases nobles (helio, neón, etc.), o bien el gas se compone de moléculas con enlaces covalentes. Asimismo, los compuestos puros que son *líquidos* a temperaturaa mbientet ienene nlacesc ovalentes;e stoe s,s onm oleculares.

Conexión con el aprendizaje
A temperatura ambiente, unas sustancias moleculares son sólidas, otras son líquidas y algunas más son gaseosas.

Líquidos polares y no polares

Los líquidos moleculares se clasifican en dos tipos: polares y no polares. Las moléculas de agua son polares; la distribución electrónica de las moléculas de agua está desequilibrada. Otros líquidos polares son miscibles (solubles) en agua, en tanto que la mayor parte de los líquidos no polares son inmiscibles (no solubles) en agua. El aceite y el agua son inmiscibles; no son solubles el uno en el otro. Por tanto, el aceite debe ser no polar porque no se disuelve en el agua, que es polar.

Reflexiona detenidamente paso a paso

Investigaciones cone l HClg aseoso

Supón que se investiga el comportamiento del cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl, en ell aboratorio.

- Puesto que es un gas a temperatura ambiente, sabemos que no puede ser iónico, y, dado que es químicamente reactivo, no puede ser un gas noble. Por tanto, debee starc ompuestod em oléculasc ovalentes.
- Al burbujear el gas en hexano, C_6H_{14}, un líquido no polar y derivado del petróleo, se obtiene una mezcla que no conduce la electricidad; pero cuando se burbujea HCl gaseoso en agua, el gas se disuelve y forma una solución que conduce la electricidad. ¿Qué le ocurre en este caso al HCl? Puesto que el HCl en agua conduce una corriente eléctrica, sabemos que en ese momento hay iones presentes, pero también sabemos que ni el HCl gaseoso, ni cualquier otro gas, se compone de iones. Por consiguiente, se *deben formar iones* cuando el HCl polar se disuelve en agua. En este caso, el enlace covalente de hidrógeno con cloro se rompe y se forman iones hidrógeno y iones cloruro. Los iones disociados en la solucióna cuosah acenp osiblel ac onductividade léctrica.
- El HCl gaseoso en hexano no conduce una corriente; por tanto, podemos concluir que sólo había moléculas, y que *no se formaron iones*, cuando se burbujeó HCle nh exano.

Las pruebas de laboratorio relacionados con la conductividad eléctrica, el punto de fusión y la solubilidad ponen al descubierto gran cantidad de información acerca de los enlaces químicos de una sustancia. En la tabla 8.1 se resumen estas propiedades y generalizacionesa cercad el ose nlaces.

EJEMPLO 8.5 Indicios de los tipos de enlace

Las muestras siguientes se ensayaron como se describe. Indica en cada caso si el enlace esi ónico,c ovalentep olar,c ovalenten op olaro m etálico.

(a) El asfalto que salpica un automóvil no se disuelve en agua, pero es soluble en líquido para encender carbón y en otros disolventes no polares derivados del petróleo. Además,e la sfalton oc onduceu nac orrientee léctrica.

(b) Se realizaron pruebas de conductividad a una muestra de agua de la llave. Se encontró que esta agua era bastante mala conductora de la electricidad. La evaporación total de 20 mL de agua de la llave dejó un residuo sólido blanco.

Tabla 8.1 Características de los enlaces químicos

Características	Enlace iónico	Enlace covalente	Enlace metálico
PARTÍCULAS UNITARIAS	Iones positivos y negativos	Moléculas	Átomos
ESTADO FÍSICO A TEMPERATURA AMBIENTE	Sólido	Puede ser sólido, líquido o gaseoso	Todos son sólidos excepto el Hg
PUNTO DE FUSIÓN	Alto, de 300 a 1000°C	Bajo; muy variable	Muy variable; > 28°C excepto el Hg
CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA			
• Como sólido	No	No	Sí
• Fundido	Sí, buena	No	Sí
• En agua	Sí, buena	No	No es aplicable
SOLUBILIDAD	Solubles en disolventes polares como el agua	Compuestos covalentes no polares: solubles en disolventes no polares Compuestos covalentes polares: solubles en disolventes polares	No son solubles en disolventes; unos pocos reaccionan con el agua; casi todos reaccionan con los ácidos.
EJEMPLOS	$NaCl$, $CaCl_2$	CH_4, CO_2, H_2O, I_2	Mg, Al, Fe, Zn

SOLUCIÓN

(a) El asfalto tiene enlaces covalentes no polares; sus propiedades son típicas de las sustanciaso rgánicasd em asam oleculard rande.

(b) La conductividad confirma la presencia de iones en la muestra de agua. El agua pura no es conductora de la electricidad, pero el residuo dejado por la evaporación indica que había electrólitos —sustancias iónicas— disueltos en el agua de la llave.

EJERCICIO 8.5

(a) Un líquido incoloro se disuelve en agua pero no en líquido para encender carbón. No conduce una corriente eléctrica. ¿Qué te indica esta información acerca de sus enlaces?

(b) Se encontró que cierto sólido conduce la electricidad, y también reacciona con ácido clorhídrico.¿ Quét ei ndicae stoa cercad es use nlaces?

Véanse los problemas 8.27-8.36.

8.7 Cómo escribir fórmulas de Lewis

En este capítulo se han descrito las fórmulas de puntos (estructuras de Lewis) de algunas moléculas covalentes no polares sencillas (Cl_2 y Br_2), moléculas covalentes polares (HCl y HBr) y compuestos iónicos (NaCl, $MgCl_2$ y Mg_3N_2). Después de escribir las estructuras de Lewis de estos compuestos sencillos, es necesario que aprendas a escribir estructuras de Lewis de moléculas y iones poliatómicos. El procedimiento sistemático siguiente te facilitará la escritura de fórmulas de puntos de estas estructuras más complejas, en especial de las compuestas de cuatro o más átomos.

Pasosp ara escribirf órmulas de puntos

1. Primero escribe el símbolo del átomo central de la estructura (si intervienen tres o más átomos) y distribuye los demás átomos alrededor del átomo central. Los átomos centrales más comunes son, entre otros, los no metales (C, N, P, S y a veces O en H_2O, HOCl y O_3).

2. Calcula el número total de electrones de valencia sumando los electrones de valencia de cada átomo de la molécula o ion.
   a. En el caso de un ion negativo, suma a este total un número de electrones igual a lac argan egativad eli on.
   b. En el caso de un ion positivo, resta de este total un número de electrones igual a lac argap ositivad eli on.
3. Une cada átomo al átomo central mediante un enlace sencillo (que representa un par de electrones). Distribuye los electrones restantes alrededor de todos los átomos para completar un octeto electrones en torno a cada átomo excepto el hidrógeno, que sólo puede tener dos electrones. (En las estructuras grandes que contienen hidrógeno, como H_2SO_4 y HSO_4^-, los átomos de hidrógeno se enlazan a oxígeno, el que, a su vez, se enlaza al átomo central.)
4. Si el número total de electrones disponibles es menor que el número necesario para completar un octeto, desplaza los pares de electrones (externos) no compartidos para formar uno o más dobles o triples enlaces. (Hay un doble enlace en la estructura cuando hacen falta dos electrones; un faltante de cuatro electrones indica la presenciad ed osd oblese nlaces ou nt riplee nlace.)

Enlaces polares y moléculas polares

Comparemos las diferencias entre el enlace covalente polar del HCl (Sec. 8.4) y el enlace covalente polar del dióxido de carbono, CO_2. Para ello construiremos primero una fórmulad eL ewisy u naf órmulae structurald elC O_2 aplicandol asr eglas yad escritas.

El átomo de carbono tiene 4 electrones de valencia, y cada átomo de oxígeno, 6 electrones de valencia. En el caso del CO_2 tenemos un total de $4 + (2 \times 6) = 16$ electrones de valencia. Primero debemos unir el átomo central, carbono, a cada uno de los dos átomos de oxígeno mediante un enlace sencillo (un par de electrones). Esto nos da:

O:C:O (*estructura incompleta*)

Podemos distribuir los 12 electrones restantes entre los dos átomos de oxígeno para completaru no ctetod ee lectronese nt ornoa c adaá tomod eo xígeno.

:Ö:C:Ö: (*estructura incompleta*)

Hemos utilizado los 16 electrones de valencia y cada átomo de oxígeno tiene un octeto, pero el átomo de carbono tiene 4 electrones y necesita 4 más para completar un octeto. Desplazando un par de electrones no compartidos de cada oxígeno a cada enlace C—O podemos formar dobles enlaces entre el carbono y el oxígeno, con lo cual se tiene un octetod e electronesp arae lc arbonoy t ambiénp arac adaá tomod eo xígeno.

:Ö::C::Ö: o :Ö=C=Ö: (*estructura correcta*)

El oxígeno es más electronegativo que el carbono. Por consiguiente, el doble enlace entre carbono y oxígeno (C=O) es covalente polar con una carga parcial negativa en elá tomod eo xígeno.

$$\overset{\delta^-}{:\ddot{O}}=\overset{\delta^+}{C}=\overset{\delta^-}{\ddot{O}:}$$

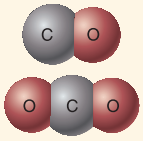
Sin embargo, el dióxido de carbono —con dos enlaces covalentes polares— ¡*no* es polar! Esto se debe a que el CO_2 es lineal y simétrico. Los dos pares de electrones de un lado del átomo de carbono son repelidos por los dos pares de electrones del lado opuesto. Cada uno de los dobles enlaces entre carbono y oxígeno tiene la misma densidad

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Dióxido de carbono y monóxido dec arbono

Tanto el dióxido de carbono, CO_2, como el monóxido de carbono, CO, son gases incoloros e inodoros, pero no se parecen en nadam ás.

Durante la fotosíntesis, las plantas verdes utilizan la luz solar para convertir dióxido de carbono y agua en alimento y oxígeno.



La respiración humana y la combustión completa de los combustibles fósiles producen dióxido de carbono, que no se quema. Debido a que el CO_2 no es inflamable y es más denso que el aire, se utiliza en ciertos extinguidores de incendios. El dióxido de carbono gaseoso se transforma en un sólido a –79°C. Esta forma sólida del dióxidod ec arbonos ec onocec omoh ielos eco.

El monóxido de carbono, que es inflamable y también tóxico, se produce por combustión incompleta de combustibles fósiles. En los hogares, los hornos de gas o de petróleo defectuosos, los calentadores de agua y secadoras de ropa a base de gas, las chimeneas, las estufas de leña y los asadores de carbón producen a veces este gas. El escape de los automóviles también contiene CO, el cual puede entrar en tu casa si dejas el auto en marcha en una cochera anexa. En tanto una casa esté debidamente ventilada y no haya obstrucciones en las chimeneas o respiraderos, el CO que pudiera haber se irá al exterior. Sin embargo, la inhalación de CO es peligrosa. Cuando esta sustancia entra en el torrente sanguíneo, se enlaza a la hemoglobina con una fuerza 200 veces mayor que el oxígeno. Esto bloquea la capacidad de la sangre para llevar oxígeno al cuerpo, lo que provoca dolores de cabeza, mareo, náusea e incluso la muerte.

La Comisión Federal de Seguridad de los Productos de Consumo de Estados Unidos recomienda montar detectores de monóxido de carbono cerca de las áreas que se usan como dormitorio. Hay detectores domésticos de CO disponibles en el comercio, los cuales se exhiben en casi todas las tiendas donde se venden detectores de humo.

MONÓXIDO DE CARBONO: ¿Cuál es su toxicidad?

Concentraciones en el aire que se respira, ppm*	Síntomas de inhalación e intoxicación
50 ppm	Concentración máxima permisible para adultos con exposición continua, en un periodo cualquiera de 8 h, según las reglas de la OSHA.
200 ppm	Dolor de cabeza leve, fatiga y mareo al cabo de 2 o 3 h.
400 ppm	Dolor de cabeza frontal al cabo de 1 o 2 h; pone en peligro la vida después de 3 h.
800 ppm	Dolor de cabeza, mareo y náusea en menos de 45 min; muerte en no más de 2 o 3 h.
1600 ppm	Dolor de cabeza, mareo y náusea en menos de 20 min; muerte en no más de 1 h.
3200 ppm	Dolor de cabeza, mareo y náusea en menos de 10 min; muerte en no más de 30 min.
6400 ppm	Dolor de cabeza, mareo y náusea en menos de 2 min; muerte en no más de 15 min.

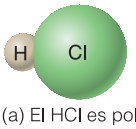
*ppm: concentraciones en partes por millón.

Algunos detectores de CO muestran niveles específicos de CO en partes por millón. Otros hacen sonar una alarma.

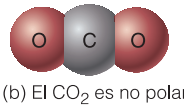
electrónica que el otro. Este equilibrio de la densidad electrónica en torno al átomo central hace que la molécula de CO_2 sea no polar.

En el HCl gaseoso, el enlace covalente polar es el único enlace de la molécula; por tanto, la molécula de HCl es polar. Tanto el CO_2 como el HCl contienen enlaces polares, pero una de las moléculas es no polar mientras que la otra es polar (Fig. 8.12). Practica lae scriturad ef órmulasd ep untosd e variasm oléculasy i ones.

Figura 8.12 Las moléculas de cloruro de hidrógeno gaseoso (a) y de dióxido de carbono gaseoso (b) tienen enlaces polares. En el CO_2 la densidad electrónica está equilibrada y produce una molécula no polar de forma lineal. En el HCl la densidad electrónica no está equilibrada; por tanto, la molécula es polar.



(a) El HCl es polar



(b) El CO_2 es no polar

EJEMPLO 8.6 Fórmulas de Lewis

Escribe una fórmula de Lewis del ion fosfato, PO_4^{3-}, aplicando el método de cuatro pasos.

SOLUCIÓN

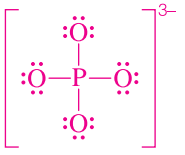
■ **PASO 1** Distribuye los cuatro átomos de oxígeno alrededor del fósforo, que es el átomoc entral.

O
O P O (*estructura incompleta*)
O

■ **PASO 2** Calculae ln úmerot otald ee lectronesd ev alenciad ee stosá tomos.

1á tomod ef ósforo = 5e lectronesd ev alencia
4á tomosd eo xígeno = 4 × 6 = 24e lectronesd ev alencia
carga3 − = 3e lectronesa dicionales
32e lectronesd ev alenciae nt otal

■ **PASO 3** Une los átomos de oxígeno al átomo de fósforo mediante enlaces sencillos y, con los electrones restantes, completa octetos de electrones alrededor de los átomos. Escribe el ion entre corchetes y muestra la carga 3– del ion.



(estructura de Lewis completa)

■ **PASO 4** Ahora revisa el resultado para asegurar que se hayan empleado correctamente los 32 electrones y que se muestra la carga correcta.

EJERCICIO 8.6

(a) Escribe una fórmula de Lewis del ion fosfito, PO_3^{3-}.
(b) Escribe una fórmula de Lewis del ion sulfato, SO_4^{2-}.

EJEMPLO 8.7 Fórmulas de Lewis

Escribe una fórmula de Lewis del ion nitrato, NO_3^-, aplicando el método de cuatro pasos.

SOLUCIÓN

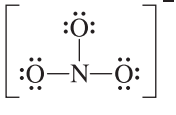
■ **PASO I** Distribuye los tres átomos de oxígeno alrededor del nitrógeno, que es el átomoc entral.

O
O N O (*estructura incompleta*)

■ **PASO 2** Calculae ln úmerot otald ee lectronesd ev alenciad ee stosá tomos.

1á tomod en itrógeno = 5e lectronesd ev alencia
3á tomosd eo xígeno = 3 × 6 = 18e lectronesd ev alencia
carga1 − = 1e lectróna dicional
24e lectronesd ev alenciae nt otal

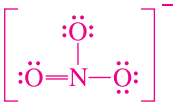
■ **PASO 3** Une los átomos de oxígeno al átomo de nitrógeno mediante enlaces sencillos y, con los electrones restantes, completa octetos de electrones alrededor de los átomos. Escribe el ion entre corchetes y muestra la carga 1− del ion.



(*estructura incompleta*)

■ **PASO 4** Como el átomo de nitrógeno necesita dos electrones más, desplaza un par de electrones no compartidos de un átomo de oxígeno para formar un doble enlace N═O. Los electrones de los enlaces entre átomos se comparten, y pueden ser

utilizados por los dos átomos enlazados. De este modo, compartiendo los electronesc adaá tomop ueded isponerd eu no ctetod ee lectrones.



(estructura de Lewis completa)

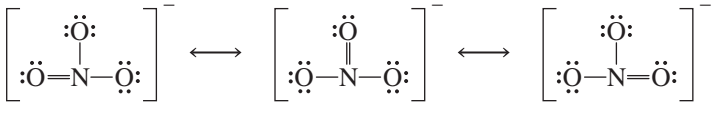
EJERCICIO 8.7

(a) Escribe una fórmula de Lewis del ion nitrito, NO_2^-.
(b) Escribe una fórmula de Lewis de la molécula de ozono, O_3.

Véanse los problemas 8.37-8.44.

Estructuras de resonancia

En la estructura de puntos del ion NO_3^-, todos los átomos tienen un octeto de electrones. El doble enlace N═O se colocó a la izquierda del átomo de N como se muestra, pero este enlace se podría haber dibujado hacia el oxígeno de la derecha o hacia el que está arriba del nitrógeno. Cuando al reorganizar los electrones (no los átomos) se obtienen dos o más estructuras equivalentes, éstas reciben el nombre de **estructuras de resonancia**. Existen tres estructuras de resonancia del ion nitrato. Entre las estructuras de resonancia se colocan flechas de doble punta para indicar que estas estructuras son equivalentes.



Las distancias de enlace reales del ion nitrato son equivalentes, lo que indica que todos los enlaces entre N y O son equivalentes. Hay un promedio de $1\frac{1}{3}$ enlaces entre el N y cada O, pero no es posible dibujar fracciones de enlace; en su lugar, se emplean las tres estructurasd er esonanciad eli onn itratoq ues em uestran.

8.8 Formas moleculares: modelo de globos y repulsión de pares de electrones

Las fórmulas de Lewis de puntos permiten explicar cómo se distribuyen los electrones de valencia entre los átomos de una molécula, pero no sirven para predecir con exactitud la forma molecular ni la polaridad de una molécula. Para predecir la distribución tridimensional de los átomos dentro de una molécula, la forma molecular, conviene recurrir a otro modelo, la teoría de **repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia** (RPECV). El concepto es muy simple: en este modelo, las nubes electrónicas con carga negativa que rodean el átomo central de una molécula se repelen mutuamente tanto como es posible.E no trasp alabras,

> los pares de electrones que rodean el átomo central se mantienen tan alejados unos de otros como es posible.

En el modelo RPECV se visualizan los **pares de electrones no compartidos**, también llamados pares solitarios (los que no participan en enlaces covalentes), así como los **pares de electrones de enlace** (los de enlaces sencillos o múltiples), distribuidos alrededor del átomo central tan lejos unos de otros como es posible. Los pares de electrones de los enlaces sencillos, dobles y triples se tratan como una sola nube de electrones porque los atraen los mismos átomos.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Reacciones fotoquímicas y destrucción de la capa de ozono

Es común escuchar que el ozono en la estratosfera nos protege de los rayos UV de alta energía. Pero ¿cómo ocurre esto?

En la ozonosfera, una molécula de oxígeno choca con un fotón de luz ultravioleta C (que es de mayor energía que la luz ultravioleta A y B). La energía del fotón rompe el enlace O_2 (O=O) y quedan libres dos átomos de oxígeno:

$$O_2 + hv\ (UV\text{–}C) \rightarrow \underset{\text{radical libre}}{2O\bullet}$$

Los átomos de oxígeno así producidos se llaman *radicales libres* y son tan reactivos que de inmediato se combinan con una molécula de oxígeno para formar el ozono:

$$O\bullet + O_2 \rightarrow O_3$$

La radiación UV-B tiene la energía necesaria para romper los enlaces del O_3, más débiles que los de oxígeno, con lo cual se destruye el ozono. Cuando esto ocurre, se origina una molécula de oxígeno y un radical oxígeno; este átomo de oxígeno libre regenera la molécula de oxígeno.

$$O_3 + hv\ (UV\text{–}B) \rightarrow O_2 + O\bullet + \text{calor}$$

En todas estas reacciones fotoquímicas se libera energía en forma de calor que calienta la estratosfera. De esta manera, la radiación UV-C y la mayor parte de la UV-B ya no llegan a la superficie de la Tierra. Éstas son las reacciones con las cuales la capa de ozono nos protege.

En 1928, se desarrolló el diclorodifluorometano, un compuesto refrigerante que se produjo a gran escala durante la década de 1930 y también se usó como propelente en aerosoles e insecticidas. Este compuesto se consideraba inerte, pero décadas después se averiguó que podía combinarse con el ozono, debido a la alta reactividad de éste.

En 1973, el estudiante de origen mexicano, José Mario Molina Hernández (hoy nacionalizado estadounidense), ingeniero químico, realizaba su tesis doctoral en la universidad de California dirigido por Frank Sherwood Rowland (estadounidense nacido en 1927).

Como parte de ese trabajo, Molina investigó qué ocurre en la estratosfera con los clorofluorocarbonos (CFC, un ejemplo de ellos es el diclorodifluorometano, mencionado anteriormente) y encontró que se descomponen por la acción de los rayos UV. Cuando esto sucede, se liberan átomos de cloro, radicales libres, que reaccionan con una molécula de ozono para formar ClO y una molécula de oxígeno.

El investigador también descubrió que, además del átomo de cloro, la radiación UV produce un átomo de oxígeno que a su vez reacciona con el monóxido de cloro para descomponerlo en un radical libre de cloro más oxígeno molecular. De esta manera, el átomo de cloro queda libre para afectar a otra molécula de ozono. El proceso puede repetirse hasta 100 000 veces antes de que el cloro participe en otra reacción y se estabilice, como se observa en la siguientes reacciones.

$$CFC + hv\ (UV\text{–}C) \rightarrow Cl\bullet + O\bullet$$
$$Cl\bullet + O_3 \rightarrow ClO\bullet + O_2$$
$$ClO\bullet + O\bullet \rightarrow Cl\bullet + O_2$$

En 1974, Molina y Sherwood publicaron sus hallazgos en la revista *Nature*. Estos datos fueron confirmados por otros científicos y por el descubrimiento del agujero en la capa de ozono. Esta evidencia convenció al mundo del peligro de seguir empleando CFC y en 1990 se acordó eliminar su uso.

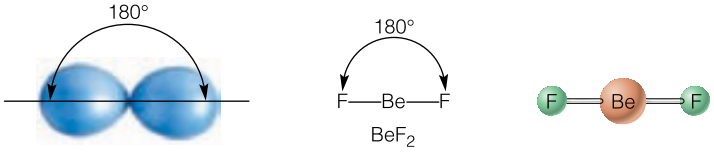
Posteriormente, Paul Crutzen sugirió que la destrucción de la capa de O_3 ocurría mediante un proceso similar con base en los óxidos de nitrógeno. En 1995, Molina, Sherwood y Crutzen compartieron el premio Nobel de Química por estas investigaciones.

Mario Molina desarrolló una investigación fundamental para entender la destrucción de la capa de ozono.

Las formas de las moléculas, determinadas por la distribución de los pares de electrones no compartidos y de enlace, son similares a las distribuciones que se crean cuando se atan juntos diferentes números de globos del mismo tamaño. Imagina cada globo como una nube electrónica atraída hacia el átomo central, que sería el nudo entre los globos. Por ejemplo, dos pares de electrones en torno a un átomo central se pueden representar como dos globos atados; tres pares de electrones alrededor de un átomo central, como tres globos atados, y así sucesivamente. Analizaremos cada una de estas distribuciones, lasf ormasm olecularesp revistasy e jemplose específicosd ec adau na.

Distribución lineal

Dos globos atados uno al otro tienden a apuntar en sentidos opuestos, de modo que los dos globos y el nudo que los une forman un ángulo de 180°, en una distribución **lineal**.

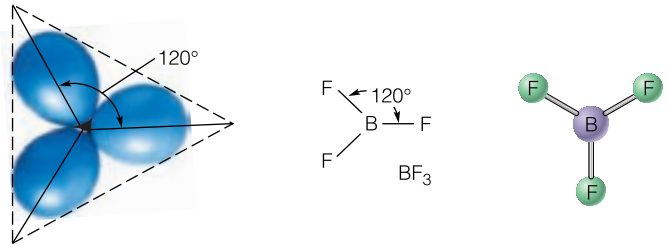


Son ejemplos de moléculas con tres átomos en esta distribución lineal (A—B—A) el CO_2 (descrito en la sección 8.7), el BeF_2 y otras moléculas similares con dos átomos unidos de forma covalente a un átomo central que tiene únicamente dos electrones de valencia y, por tanto, sólo puede formar dos enlaces covalentes. (Los compuestos de berilio no siguen la regla del octeto.) La repulsión de pares de electrones produce la forma lineal.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}-Be-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$$

Distribución trigonal plana

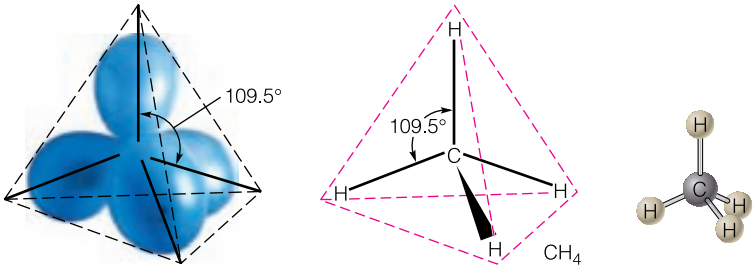
Cuando se atan juntos tres globos, el nudo del centro y los tres globos tienden a yacer en un mismo plano y a adoptar posiciones tales que los ángulos entre ellos sean de 120°, en una distribución **trigonalp lana**.



El BF_3, el BCl_3 y el SO_3 son ejemplos de moléculas con esta forma trigonal plana. En los compuestos de boro, el átomo central (boro con tres electrones de valencia) sólo puede tener tres enlaces (tres pares de electrones). Por consiguiente, el boro puede compartir sólo seis electrones, de modo que *no* sigue la regla del octeto. Estos tres pares de electroness er epelenm utuamentey c onfierena l am oléculau naf ormat rigonalp lana.

Distribución tetraédrica

Las moléculas con cuatro átomos unidos a un átomo central forman estructuras cuya forma se asemeja a cuatro globos atados a un centro común, los cuales se distribuyen lo más alejados posible unos de otros formando ángulos de 109.5° alrededor del átomo central. El conjunto de los cuatro globos, y también la molécula, cabría dentro de un *tetraedro* (una estructura con cuatro caras de forma triangular). Por consiguiente, se dice que los globos y la molécula tienen una distribución **tetraédrica**, como aquí se muestra.

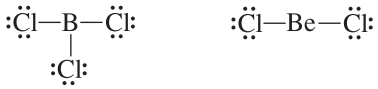


Son ejemplos de moléculas que tienden a adoptar esta distribución tetraédrica el metano, CH_4, el tetracloruro de carbono, CCl_4, y otras moléculas con cuatro átomos unidos def ormac ovalentea u ná tomoc entral.

EJEMPLO 8.8 Formas moleculares

Predice la forma de las moléculas de BCl_3 y $BeCl_2$.

SOLUCIÓN Primerod ibujal ase structurasd ep untosd el asm oléculas.



El boro tiene sólo tres electrones de valencia, y la molécula de BCl_3 tiene únicamente tres enlaces covalentes sin pares de electrones no compartidos. Los tres enlaces se apartan unos de otros lo más posible; por tanto, la molécula es trigonal plana con ángulos de enlace de 120°. En la molécula de $BeCl_2$ el Be tiene dos enlaces y ningún par de electrones no compartido. Los dos pares de electrones se apartan lo más posible, de modo que lam oléculae s lineal.

Véanse los problemas 8.45 y 8.46.

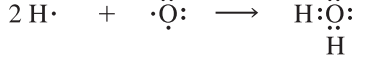
EJERCICIO 8.8

(a) Predice la forma del CS_2.(Primerod ibujae structurasd ep untos.)
(b) Predice la forma del SiH_4.(Primerod ibujae structurasd ep untos.)

Conexión con el aprendizaje
En la sección 4.6 se explicó la electrólisis del agua a propósito de la ley de las proporciones definidas.

8.9 Agua: una molécula no lineal

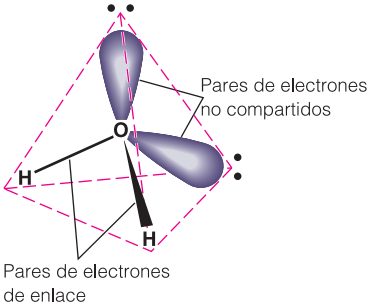
El paso de una corriente eléctrica a través de agua descompone las moléculas y libera dosv olúmenesd eh idrógenog aseosop orc adav olumend eo xígenog aseoso.(Estep roceso se conoce como electrólisis del agua.) La proporción de volúmenes de gas de 2 a 1 se debe a que las moléculas de agua contienen dos veces más átomos de hidrógeno que átomos de oxígeno. Cabría preguntarse por qué un átomo de oxígeno del agua se enlaza con dos átomos de hidrógeno, y no con tres o más átomos de este elemento. Esta pregunta se puede responder en términos de los enlaces. Un átomo de oxígeno, con seis electrones de valencia, necesita dos electrones más para tener un octeto. Un átomo de hidrógeno, en cambio, sólo necesita un electrón más para llenar su primer nivel de energía. Por tanto, el átomo de oxígeno del agua se estabiliza compartiendo pares de electrones con dos átomos de hidrógeno para formar dos enlaces covalentes (sencillos). En seguidas em uestranl ase structurasd eL ewis.



Esta forma de enlace proporciona al oxígeno un octeto completo de electrones, como el del neón, y también confiere a cada átomo de hidrógeno una estructura electrónica como la del gas noble helio.

Las estructuras de Lewis no sirven para predecir la forma. El modelo RPECV (Fig. 8.13) de dos pares de electrones de enlace y dos pares no compartidos indica una forma **angular** o **doblada**. Los dos pares de electrones no compartidos están orientados hacia

Figura 8.13 El agua, con una forma angular no lineal, se puede representar dentro de un tetraedro. Los dos pares de electrones no compartidos están orientados hacia dos vértices del tetraedro, en tanto que los enlaces con los dos átomos de hidrógeno se dirigen hacia los otros dos vértices del tetraedro. El verdadero ángulo de enlace H—O—H es de 104.5°, no el ángulo de 109.5° presente en una distribución tetraédrica.



dos vértices de un tetraedro, y los dos enlaces con átomos de hidrógeno están orientados hacia los otros dos vértices del tetraedro.

El ángulo tetraédrico perfecto de 109.5°, en el centro, es un poco mayor que el ángulo de enlace H—O—H real del agua, que es de 104.5°. De acuerdo con la teoría RPECV, los *pares de electrones no compartidos* ejercen más repulsión que los pares de enlace. Por tanto, los pares de electrones no compartidos empujan los pares de enlace y los juntan un poco hasta dar un ángulo de enlace de 104.5°. (Fig. 8.14.)

La naturaleza polar del agua que la teoría RPECV sugiere se demuestra sin dificultad de forma experimental. Cuando se agita vigorosamente una mezcla de agua y aceite, los dos líquidos se separan en capas, pues son inmiscibles. Esto se debe a que el aceite es no polar y el agua es polar. Establecer el ángulo de enlace preciso de la molécula polard ea guan oe st ans encillo;s en ecesitani nstrumentosc omplicados.

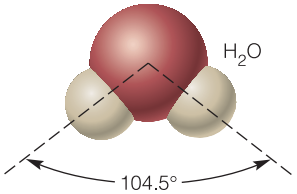


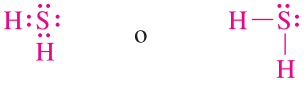
Figura 8.14 La molécula de agua tiene una forma angular no lineal con un ángulo de enlace de 104.5°.

EJEMPLO 8.9 Teoría RPECV y forma

Escribe una fórmula de puntos del sulfuro de hidrógeno gaseoso, H_2S, y predice su forma molecular con base en la teoría RPECV.

SOLUCIÓN Escribe los símbolos de puntos de dos átomos de hidrógeno y un átomo de azufre.

El azufre pertenece al mismo grupo de la tabla periódica que el oxígeno y tiene el mismo número de electrones de valencia que éste; por tanto, es de esperar que la estructura del H_2S sea semejante a la del H_2O.



Con base en la teoría RPECV, el H_2S debe ser una molécula polar con forma angular. El H_2S tiene dos pares de electrones de enlace que unen de forma covalente el H con el S, más dos pares de electrones no compartidos que confieren a la molécula una forma angular como la del agua (Fig. 8.13).

Conexión con el mundo real
El sulfuro de hidrógeno gaseoso huele como los huevos podridos. Está presente en casi todas las aguas negras, es tóxico y contribuye a la contaminación.

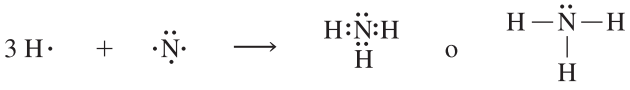
EJERCICIO 8.9

(a) Con base en lo que sabes acerca de la teoría RPECV y en la forma de las moléculas de H_2O y H_2S, ¿debe disolverse en agua el H_2S?E xplicat ur espuesta.

(b) Escribe una fórmula de puntos del H_2Se. Predice su forma con base en la teoría RPECV.

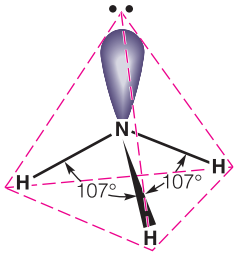
8.10 Amoniaco: una molécula piramidal trigonal

Un átomo de nitrógeno, N, tiene cinco electrones de valencia, y puede adoptar la configuración del neón con un octeto de electrones compartiendo tres pares de ellos con tres átomosd eh idrógenop araf ormara moniaco,N H_3.

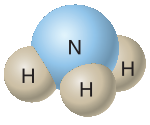


En la molécula de amoniaco hay cuatro pares de electrones en torno al átomo de nitrógeno central. Con base en la teoría RPECV, es de esperar una distribución tetraédrica de estos cuatro pares de electrones. Los ángulos de enlace H—N—H reales de 107° se aproximan mucho

Conexión con el mundo real
El amoniaco, NH_3, es gaseoso a temperatura ambiente. Está entre las diez sustancias químicas que se producen en mayor cantidad, con una producción de 16 a 18 millones de toneladas métricas en Estados Unidos. El amoniaco se licua a alta presión.



(a)



(b)

Figura 8.15 (a) la molécula piramidal de amoniaco se puede representar dentro de un tetraedro. (b) Modelo de semiesferas del amoniaco.

Figura 8.16 El amoniaco, NH_3, es un gas a temperatura ambiente. Se cuenta entre las diez sustancias químicas de mayor producción anual en Estados Unidos. El amoniaco se licua a alta presión. Cada año se utilizan entre 16 y 18 millones de toneladas métricas de amoniaco comprimido, conocido como amoniaco anhidro, como fertilizante en cultivos que necesitan gran cantidad de nitrógeno.

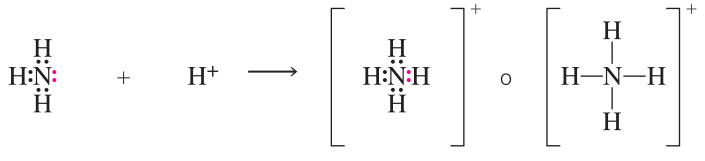
a los ángulos de enlace de 109.5° que tendría un tetraedro perfecto. Cabe suponer que el par de electrones no compartido ejerce más repulsión que los pares de enlace, por lo que el ángulo de enlace se reduce a 107° en la molécula polar de amoniaco.

La molécula de amoniaco tiene **forma piramidal trigonal**, como la de un trípode para cámara fotográfica. Hay un átomo de hidrógeno en el extremo de cada "pata", con el átomo de nitrógeno y su par de electrones no compartido en la parte superior (Fig. 8.15). Todos los enlaces N — H son polares porque el nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno. Esto, junto con la forma piramidal trigonal asimétrica del amoniaco, hacea l am oléculap olar;e ln itrógenot ienel ac argan egativap arcial.

El amoniaco es muy soluble en agua. El amoniaco doméstico y ciertos agentes limpiadores contienen soluciones acuosas diluidas de amoniaco que sirven para limpiar superficies grasosas y quitar la cera de los pisos. El amoniaco comprimido se usa extensamente como fertilizante de cultivos como el maíz, que necesitan gran cantidad de nitrógeno(Fig.8 .16).

8.11 Iones amonio y enlaces covalentes coordinados

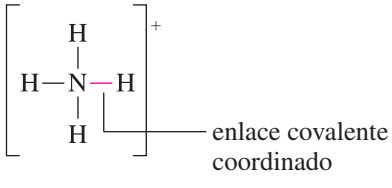
Cuando se agrega amoniaco gaseoso, NH_3, a un ácido, se lleva a cabo una reacción química. Los ácidos típicos contienen iones hidrógeno, H^+, que confieren a los ácidos su sabor agrio característico. Cuando una molécula de amoniaco reacciona con un ion hidrógeno del ácido, se forma un *iona monio*.



Amoniaco Ion hidrógeno Ion amonio

Figura 8.17 Los fertilizantes que contienen iones amonio, NH_4^+, se emplean extensamente en la agricultura.

El *ion* amonio, un ingrediente común de los fertilizantes sólidos (Fig. 8.17), es claramente distinto de la *molécula* de amoniaco gaseoso, con su olor peculiar. Con respecto a la molécula de amoniaco (Sec. 8.10), recuerda que cada enlace covalente H—N implica que un electrón de un átomo de hidrógeno se comparte con un electrón de un átomo de nitrógeno para formar un par de electrones compartido. En el caso del *ion amonio*, tres de los enlaces N—H son enlaces covalentes típicos, pero el cuarto enlace covalente se forma cuando el nitrógeno dona sus *dos* electrones no compartidos para formar otro enlace covalente N—H. Este enlace recibe el nombre de **enlace covalente coordinado**; es decir, es un enlace en el que un átomo dona los dos electrones que constituyen elp arc ompartido.

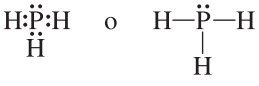


Para recordar con más facilidad las características del enlace covalente coordinado, podríamos pensar que el nitrógeno del amoniaco, con un par de electrones no compartido, parece decir "tengo un par y quiero compartir", y entonces se forma un enlace covalente coordinado. Las propiedades del enlace covalente coordinado H—N, una vez formado, no difieren de las de los otros enlaces covalentes H—N. En consecuencia, no se detecta diferencia alguna en las propiedades y longitudes de enlace de los cuatro enlaces covalentes de un ion amonio.

EJEMPLO 8.10 Predicción de la forma molar

Consulta la tabla periódica para predecir la fórmula de la molécula de PH_3. Escribe una fórmula de puntos de PH_3. ¿Esperarías que esta sustancia reaccionase con los iones H^+ del osá cidos?E xplicat ur espuesta.

SOLUCIÓN Puesto que el fósforo tiene cinco electrones de valencia, como el nitrógeno, es de esperar que los enlaces del PH_3 sean muy parecidos a los del NH_3; el compuesto PH_3 debes erp iramidalt rigonal.



Es de esperar que la molécula de PH_3, con su par solitario de electrones, reaccione con los ácidos de modo análogo al que se ha descrito respecto al amoniaco. Una vez más, la tabla periódica y la teoría de enlace nos ayudan a hacer predicciones acerca de muchos compuestos.

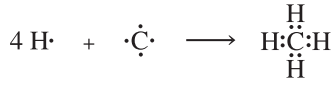
EJERCICIO 8.10

(a) Explica, con estructuras y palabras, cómo se forma un ion amonio a partir de una moléculad ea moniaco.

(b) Compara, empleando estructuras y palabras, las formas moleculares de NH_3 y PH_3.

8.12 Metano: una molécula tetraédrica

Un átomo de carbono, C, tiene cuatro electrones de valencia, y puede conseguir un octeto compartiendo pares de electrones con cuatro átomos de hidrógeno para formar el compuestog aseosom etano,C H_4.



En el metano hay cuatro pares de electrones compartidos alrededor del átomo central de carbono. Con base en la teoría RPECV, sería de esperar una distribución tetraédrica y ángulos de enlace de 109.5°, lo cual concuerda a la perfección con lo que se observa en la realidad (Fig. 8.18). Los cuatro pares de electrones se comparten con átomos de hidrógeno, y todos presentan repulsiones equivalentes. Esta distribución tetraédrica hace del metano una molécula no polar porque la ligera polaridad de los cuatro enlaces iguales H—Cs ea nulam utuamente.

El metano es el componente principal del gas natural, un combustible. Arde con flama caliente y, si el oxígeno presente es suficiente, los productos principales son dióxido de carbono y agua. Se produce metano durante la descomposición de materiales de origen vegetal y animal. Suele verse burbujear en la superficie de las ciénagas; de ahí su nombre común de "gas de los pantanos". El metabolismo bacteriano del tracto intestinal de todos los animales también produce metano, que es por tanto un componente de los gasesi ntestinales.

Conexión con el mundo real
El metano en el ambiente
Además del CO_2 y los clorofluorocarbonos, el metano gaseoso atrapa el calor en la atmósfera. Cada hectárea de arroz produce anualmente alrededor de 540 kg de CH_4, y cada vaca, aproximadamente 35 kg. En conjunto, al arroz se debe algo así como el 3.5%, y al ganado alrededor del 2%, de la capacidad de retención de calor de la atmósfera.

EJEMPLO 8.11 Teoría VSEPR, forma y solubilidad

Consulta la tabla periódica para predecir la forma del tetracloruro del carbono, CCl_4. Escribe una fórmula de puntos del CCl_4. ¿Esperarías que esta sustancia se disolviese en agua?E xplicat ur espuesta.

SOLUCIÓN Es de esperar que la molécula CCl_4 sea tetraédrica, como el metano, y que tenga cuatro enlaces covalentes C—Cl equivalentes, lo que hace de ella una moléculan op olar.

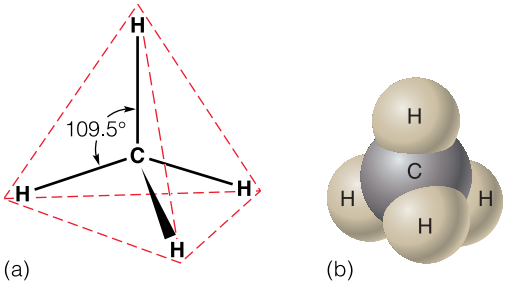
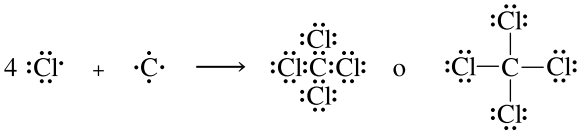


Figura 8.18 (a) La molécula tetraédrica de metano es no polar. (b) Modelo de semiesferas del CH_4.



No es de esperar que el CCl_4 no polar se disuelva en agua, que es polar. Los experimentosc onfirmane stap redicción;l asd oss ustanciass oni nmiscibles.

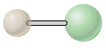
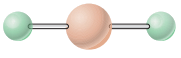
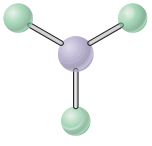
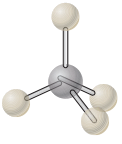
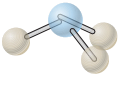
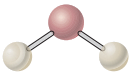
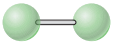
EJERCICIO 8.11

(a) Compara la forma de las moléculas de metano, CH_4, y tetracloruro de carbono, CCl_4, e indica los ángulos de enlace en cada caso.
(b) ¿Son polares o no polares el CH_4 y el CCl_4?E xplicat ur espuesta.

8.13 Estructuras moleculares y la tabla periódica

En las secciones precedentes se ha mostrado que los átomos forman, de manera consistente, un número definido de enlaces covalentes. El hidrógeno forma un enlace covalente; el oxígeno, dos; el nitrógeno, tres (cuatro en el ion NH_4^+); y el carbono, cuatro. La tabla 8.2 presenta el número de enlaces covalentes que se asocian típicamente con diversos átomos representativos. Advierte que el número de electrones de valencia no

Tabla 8.2 Estructuras covalentes representativas

Símbolo de puntos	Estructura covalente	Número de enlaces covalentes	Estructuras de moléculas representativas	Modelo de esferas y palos
H·	H—	1	H—Cl:	
·Be·	—Be—	2	F—Be—F	
·B·	—B—	3	F—B—F (F)	
·C·	—C—	4	H—C—H (H)	
·N·	—N—	3	H—N—H (H)	
·O:	—O:	2	H—O: (H)	
·F:	—F:	1	H—F:	
·Cl:	—Cl:	1	Cl—Cl:	

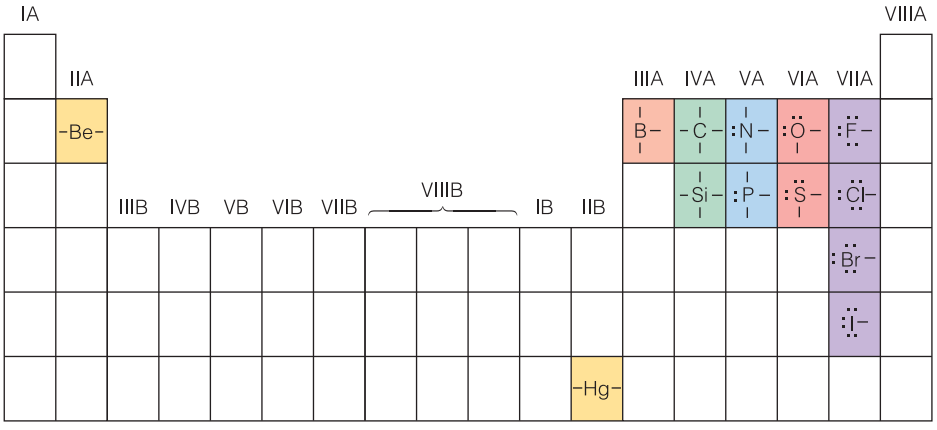


Figura 8.19 Enlaces covalentes que forman ciertos elementos de la tabla periódica.

compartidos de un átomo determina el número de enlaces covalentes que el átomo puedef ormar.

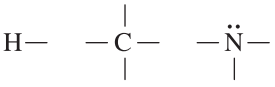
Hemos visto que la ubicación de un elemento en la tabla periódica nos permite predecir el número de electrones de valencia de un átomo de ese elemento. Esto también es cierto respecto al número de enlaces covalentes que puede formar (Fig. 8.19). El hidrógeno, situado en el Grupo IA, tiene un solo electrón de valencia y forma un solo enlace covalente. Los demás elementos de este grupo tienden a formar enlaces iónicos. El berilio, del Grupo IIa, y el mercurio, del Grupo IIB, forman moléculas lineales cuando están unidos de forma covalente con dos átomos no metálicos. El boro, del Grupo IIIA, puede formar tres enlaces covalentes para formar moléculas de forma trigonal plana. En el Grupo IVA, los no metales carbono y silicio forman moléculas tetraédricas compartiendoc uatroe lectronesp araf ormarc uatroe nlacesc ovalentes.

El nitrógeno y el fósforo, que son elementos no metálicos con cinco electrones de valencia, tienden a formar compuestos con tres enlaces covalentes. Tres de sus cinco electrones de valencia se comparten con otros átomos para formar enlaces covalentes; los otros dos electrones de valencia constituyen un par de electrones no compartido. Conforme a lo que la teoría RPECV predice, un par de electrones no compartido confiere a las moléculas una forma piramidal. Las moléculas con este tipo de enlaces son polares.

EJEMPLO 8.12 Tabla periódica, estructura y forma molecular

El cianuro de hidrógeno, HCN, es un gas tóxico que produce envenenamiento por cianuro. Dibuja la estructura de Lewis del HCN con base en la información de la tabla periódica.

SOLUCIÓN Set ienel os iguiente:



El átomo de carbono forma cuatro enlaces, el átomo de hidrógeno, un enlace y el átomo den itrógeno,t rese nlaces.L aú nicaf ormad ea rmare stac ombinacióne sl as iguiente:

Tanto H—C≡N: como :N≡C—H representan la misma estructura.

$$H-C\equiv N:$$

EJERCICIO 8.12

(a) Analiza la forma y la polaridad del HCN.

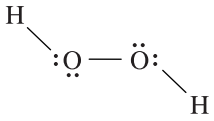
(b) Dibuja la estructura de Lewis de la sustancia química llamada cloroformo, $CHCl_3$. Analizas uf ormay s up olaridad.

Tabla 8.3 Enlaces y forma molecular

Número de enlaces	Número de pares no compartidos	Forma	Ejemplos
2	0	Lineal	$BeCl_2$, $HgCl_2$
3	0	Trigonal plana	BF_3
4	0	Tetraédrica	CH_4, $SiCl_4$
3	1	Piramidal	NH_3, PCl_3
2	2	Angular	H_2O, H_2S, SCl_2

El oxígeno y el azufre, con seis electrones de valencia, necesitan dos electrones de valencia para completar un octeto de electrones. Cuando los átomos de estos elementos forman dos enlaces covalentes con otros átomos, los dos pares de electrones de valencia no compartidos del átomo central confieren a estas moléculas una forma angular. Esto concuerdac onl asp rediccionesb asadase nl at eoríaR PECV.

Las moléculas de agua y también las de peróxido de hidrógeno contienen átomos de oxígeno enlazados de forma covalente a átomos de hidrógeno. Ambas moléculas tienen forma angular. (El peróxido de hidrógeno se emplea por lo común como desinfectante y para decolorar el cabello.) Cada molécula de peróxido de hidrógeno se compone de dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno, como lo indica su fórmula molecular, H_2O_2. En muy pocos compuestos se encuentra un átomo de oxígeno enlazado a otro átomo de oxígeno, pero éste es el caso de todos los peróxidos, incluso el de hidrógeno. Sue structurae s:



Conexión con el aprendizaje
Los peróxidos tienen dos átomos de oxígeno unidos por enlaces covalentes, pero en los dióxidos como el dióxido de carbono, CO_2, y el dióxido de azufre, SO_2, los átomos de oxígeno se encuentran separados por un átomo de otro tipo.

Esta estructura representa la distribución más estable de los átomos del H_2O_2, pero la molécula puede girar libremente en torno al enlace O—O, de modo que se podría situar ambos átomos de hidrógeno, al menos temporalmente, del mismo lado del enlace O—O.

Los halógenos, por último, con siete electrones de valencia, necesitan un solo electrón adicional para completar un octeto de electrones. En la mayor parte de los casos un átomo de halógeno forma un enlace covalente compartiendo su electrón no apareado con un electrón de otro átomo, pero en ciertos compuestos los halógenos también compartens usp aresd ee lectronesp ara formare nlacesc ovalentesc oordinadosa dicionales.

Como lo demuestran los ejemplos que aquí se describen, la posición de un elemento en la tabla periódica proporciona información valiosa acerca de los enlaces covalentes. La tabla 8.3 resume la información acerca del número de enlaces covalentes, los pares de electrones no compartidos (no enlazantes) y la forma molecular de algunos compuestos representativos.

EJEMPLO 8.13 Forma molecular y polaridad

Describe la forma y la naturaleza polar o no polar del BCl_3 y el PCl_3.

SOLUCIÓN Primerod ebemosd ibujare structurasd eL ewisd ec adam olécula.

El boro tiene únicamente tres electrones de valencia, y el BCl_3 tiene sólo tres enlaces covalentes sin pares de electrones no compartidos. La repulsión de pares electrónicos confiere al BCl_3 una forma plana trigonal, como la del BF_3, con ángulos de enlace de 120°. La molécula de PCl_3 tiene tres enlaces covalentes y un par de electrones no compartido,c omoe lN H_3, por lo que su forma es piramidal.

Es de esperar que el BCl_3 sea no polar y que el PCl_3 sea polar, como es efectivamente el caso.

Véanse los problemas 8.47-8.56.

EJERCICIO 8.13

(a) Con base en estructuras de Lewis, compara la forma y la naturaleza polar o no polar del H_2O y el $BeCl_2$, cada uno de los cuales tiene dos enlaces covalentes.
(b) El triyoduro de nitrógeno es un sólido negro que estalla al más ligero contacto. Predice suf ormam oleculary s up olaridad.

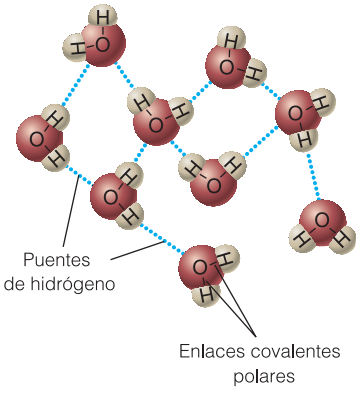


Figura 8.20 A la formación de puentes de hidrógeno entre diferentes moléculas de agua se deben los altos puntos de fusión y de ebullición del agua, en comparación con otras moléculas de masa molar semejante.

8.14 Puentes de hidrógeno

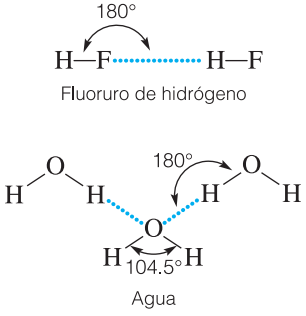
Hay un tipo adicional de enlace químico, muy importante, que presentaremos aquí para hacer posible su comparación con el enlace iónico, covalente y metálico. En este tipo de enlace, llamado **puente de hidrógeno**, intervienen las fuerzas de atracción entre *ciertas* moléculasp olaresq uec ontienená tomosd eh idrógeno.

A la formación de puentes de hidrógeno entre moléculas de agua (Fig. 8.20) se deben los puntos de fusión y de ebullición anormalmente altos del agua, en comparación con otras moléculas de masa molar semejante. Estos elevados valores se atribuyen a los puentes de hidrógeno particularmente fuertes que se forman entre las moléculas de agua. De hecho, tanto el H_2S (34 g/mol) como el H_2Se (81 g/mol) son gases a temperatura ambiente, pero el agua (18 g/mol), con forma molecular semejante y menor masa molar, es un líquido.

No todas las moléculas que contienen hidrógeno participan en la formación de puentes deh idrógeno.

Únicamente las moléculas cuyos átomos de hidrógeno tienen enlaces covalentes con elementos muy electronegativos, como flúor, oxígeno y nitrógeno, pueden participar enl af ormaciónd ep uentesd eh idrógeno.

Figura 8.21 Formación de puentes de hidrógeno en el fluoruro de hidrógeno y en el agua.



En las moléculas de este tipo, el enlace entre el F, O o N y el hidrógeno es muy polar: el par electrónico de enlace está mucho más próximo al átomo electronegativo. Debido a que la densidad electrónica del hidrógeno es bastante reducida, este protón del hidrógeno casi desnudo es atraído hacia los pares de electrones no compartidos del F, O o N de una moléculac ercana.

Los puentes de hidrógeno entre moléculas se representan generalmente por medio de líneas punteadas (Fig. 8.21). En el fluoruro de hidrógeno líquido, la fuerza de los puentes de hidrógeno representa aproximadamente 5% de la fuerza de los enlaces covalentes entre hidrógeno y flúor. En el hielo, los puentes de hidrógeno también tienen una fuerza aproximada del 5% de la de los enlaces covalentes entre hidrógeno y oxígeno.

A medida que el agua se enfría y se acerca a su punto de congelación de 0°C, los puentes de hidrógeno entre las moléculas hacen que las moléculas de agua se acomoden en patrones específicos, con el oxígeno de una molécula junto a un hidrógeno de una molécula de agua cercana. Debido a que ésta no es la organización más compacta posible, el agua se expande al congelarse y formar cristales de hielo. Cuando el agua se congela en los intersticios de las rocas, la expansión debida a la formación de puentes de hidrógeno provoca el agrietamiento y ruptura de los materiales sólidos. Esto es precisamente lo que

ocurre cuando el agua se congela en una botella de vidrio y la rompe. Las rocas expuestas a la intemperie se erosionan y las estructuras de concreto o mármol se destruyen cuando este proceso ocurre una y otra vez, todo ello a causa de los puentes de hidrógeno.

Resumen del capítulo

Los enlaces químicos son las fuerzas de atracción que mantienen unidos los átomos o iones en los compuestos químicos. El enlace químico de una sustancia está estrechamente relacionado con propiedades como la conductividad eléctrica, el punto de fusión, el punto de ebullición y la solubilidad. Se forman enlaces iónicos cuando se transfieren electrones y quedan cationes positivos y aniones negativos. Los átomos metálicos se oxidan (pierden electrones para formar cationes) para alcanzar una configuración electrónica de gas noble. En cambio, losá tomosn om etálicoss er educena lg anare lectronesp araf ormara niones.

Los compuestos con enlaces iónicos existen como sólidos cristalinos a temperatura ambiente. Los que se disuelven en agua forman soluciones que conducen una corriente eléctrica. Esto se debe a los iones disociados que se desplazan libremente en la solución. Una molécula, en cambio, no es iónica; es un grupo discreto de átomos que se mantiene unido porque tiene uno o más enlaces covalentes. Todas las moléculas son eléctricamente neutras. Los enlaces covalentes de las moléculas se forman cuando se comparte uno, dos o tres pares de electrones entre átomos, y se les conoce como enlaces sencillos, dobles o triples, respectivamente. En un enlace sencillo representativo, cada átomo comparte un electrón con otro átomo para formar un par de electrones compartido. El enlace covalente coordinado es un tipo especial de enlace covalente que se forma cuando los dos electrones del par compartido han sido donados por el mismo átomo.

La electronegatividad es la atracción relativa que un átomo de una molécula ejerce sobre un par de electrones compartido de un enlace químico. Los elementos de los compuestos iónicos simples presentan las mayores diferencias de electronegatividad. Cuando la diferencia de electronegatividad entre átomos es de cero, el enlace es covalente no polar. Las diferencias de electronegatividad que se sitúan entre estos dos extremos son características de los enlaces covalentes polares. Cuando los enlaces polares se hallan distribuidos de modo desigual en torno a un átomo central, la molécula entera es polar. El flúor es el elemento más electronegativo, seguido del oxígeno, el nitrógeno, el cloro y otros elementos del extremo superior derecho de la tabla periódica. La electronegatividad disminuye a medida que el carácterm etálicoa umenta.

En el enlace metálico, los iones metálicos positivos permanecen fijos en una red cristalina, en tanto que los electrones de valencia débilmente sujetos fluyen libremente por toda la red cristalina. Por consiguiente, los metales conducen una corriente eléctrica. Todos los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, tienen puntos de fusión altos y no conducen una corriente eléctrica en estado sólido, pero sí son conductores cuando están fundidos o disueltos en agua. Las moléculas tienen enlaces covalentes y puntos de fusión bajos. A temperatura ambiente algunos compuestos moleculares son sólidos (como el azúcar y la cera), otros son líquidos (como el agua, la gasolina y el alcohol) y otros más son gaseosos (como el amoniaco, el metano y el CO_2). Los compuestos moleculares no conducen una corriente eléctrica. Las moléculas no polares son miscibles con líquidos no polares, pero son inmisciblesc onl íquidosp olares.

Las estructuras de Lewis de puntos permiten describir los enlaces de los compuestos tanto iónicos como covalentes. Dos o más estructuras de Lewis válidas de una molécula, obtenidas desplazando sólo electrones —no átomos— reciben el nombre de estructuras de resonancia. La forma de una molécula depende del número de pares de electrones de enlace y de electrones no compartidos asociados al átomo central de una molécula. La repulsión de pares de electrones de la capa de valencia es el principio fundamental de la teoría RPECV, la cual permite predecir la forma tetraédrica de moléculas como el metano, la forma piramidal de moléculas como el amoniaco, la forma angular de moléculas como el agua, la forma trigonal plana de moléculas como el trifluoruro de boro y la forma lineal de moléculas como el dióxido de carbono.

Se forman puentes de hidrógeno entre diferentes moléculas cuando éstas tienen átomos de hidrógeno unidos por enlaces covalentes a átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno. Los puentes de hidrógeno entre moléculas de agua son muy fuertes y a ellos se deben los puntos de fusióny d ee bullicióna normalmentea ltosd ela gua.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Compara los enlaces iónicos, covalentes, covalentes polares, metálicos y de puentes de hidrógeno. [8.1-8.5, 8.14]
2. Describe lo que le ocurre a un átomo cuando se oxida o se reduce. [8.1]
3. Representa mediante símbolos de Lewis de puntos la reacción de los átomos metálicos con átomos no metálicos para formar compuestos. [8.1]
4. Describe la diferencia entre los enlaces covalentes polares y covalentes no polares. [8.2, 8.4]
5. Utiliza las electronegatividades para evaluar el carácter covalente de los enlaces. [8.3]
6. Compara los modelos de enlazamiento metálico, iónico y covalente. [8.5]
7. Escribe fórmulas de Lewis de puntos de compuestos iónicos y covalentes. [8.7]
8. Predice formas de moléculas y dibuja su estructura con base en la teoría RPECV. [8.8-8.13]
9. Compara los puentes de hidrógeno con otros tipos de enlaces. [8.14]

Términos clave

compuesto iónico [8.1]
cristal [8.1]
disociar [8.1]
doble enlace [8.2]
electrólito [8.1]
electronegatividad [8.3]
elemento electronegativo [8.3]
enlace covalente [8.2]
enlace covalente no polar [8.2]
enlace covalente polar [8.4]
enlace iónico [8.1]
enlace metálico [8.5]
enlace sencillo [8.2]
enlaces covalentes coordinados [8.11]
enlaces químicos [introducción]
estructuras de resonancia [8.7]
forma angular (doblada) [8.9]
forma piramidal trigonal [8.10]
lineal [8.8]
molécula [8.2]
oxidado [8.1]
par de electrones de enlace [8.8]
par de electrones no compartido [8.8]
puentes de hidrógeno [8.14]
reducido [8.1]
regla del octeto [8.1]
teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia [8.8]
tetraédrico [8.8]
trigonal plana [8.8]
triple enlace [8.2]

Problemas

Enlaces iónicos y covalentes

8.1 Empleando símbolos de Lewis, escribe una ecuación química que represente la ionización de un átomo de magnesio. ¿Se trata de una oxidación o de una reducción? Explica tu respuesta.

8.2 Empleando símbolos de Lewis, escribe una ecuación química que represente la ionización de un átomo de potasio. ¿Se trata de una oxidación o de una reducción? Explica tu respuesta.

8.3 Empleando símbolos de Lewis, escribe una ecuación química que represente la ionización de un átomo de azufre para formar un ion sulfuro, S^{2-}. ¿Se trata de una oxidación o de una reducción? Explica tu respuesta.

8.4 Empleando símbolos de Lewis, escribe una ecuación química que represente la ionización de un átomo de bromo para formar un ion bromuro, Br^-. ¿Se trata de una oxidación o de una reducción? Explica tu respuesta.

8.5 Representa mediante símbolos de Lewis la reacción del magnesio con el azufre para formar iones magnesio, Mg^{2+}, y iones sulfuro, S^{2-}.

8.6 Representa mediante símbolos de Lewis la reacción del potasio con el bromo para formar iones potasio, K^+, y iones bromuro, Br^-.

8.7 ¿Qué es un electrólito? ¿Es la sal común, NaCl, un electrólito? Explica tu respuesta.

8.8 ¿Qué ocurre durante la *disociación* de los iones? ¿Cómo se puede saber si los iones están disociados?

8.9 ¿Cuál es la diferencia entre un enlace iónico y un enlace covalente?

8.10 ¿Cuál es la diferencia entre un enlace covalente no polar y un enlace covalente polar?

8.11 Critica el uso de la frase "una molécula de cloruro de sodio".

8.12 ¿Qué es un enlace sencillo? ¿Y un doble enlace? ¿Y un triple enlace?

8.13 ¿Qué significa el término *enlace covalente coordinado*?

8.14 Describe lo que ocurre cuando un átomo (a) se oxida y (b) se reduce.

8.15 Predice el tipo de enlace (iónico, covalente no polar o covalente polar) que deben tener los compuestos siguientes. Explica tu razonamiento. *Sugerencia*: Advierte su posición en la tabla periódica.

a. Cl_2 gaseoso b. KCl sólido c. CO_2 gaseoso
d. HBr gaseoso e. NH_3 gaseoso

8.16 Predice el tipo de enlace (iónico, covalente no polar o covalente polar) que deben tener los compuestos siguientes. Explica tu razonamiento. *Sugerencia*: Advierte su posición en la tabla periódica.

a. $MgBr_2$ sólido b. H_2 gaseoso c. CCl_4 líquido
d. O_2 gaseoso e. HF gaseoso

8.17 Predice el tipo de enlace (iónico, covalente no polar o covalente polar) que deben tener los compuestos siguientes. Explicat ur azonamiento.

a. Br_2 líquido b. KI sólido c. HI gaseoso

d. SO_2 gaseoso e. PH_3 gaseoso

8.18 Predice el tipo de enlazamiento (iónico, covalente no polar o covalente polar) que deben tener los compuestos siguientes. Explica tu razonamiento.

a. $CaCl_2$ sólido b. CO gaseoso c. KNO_3 sólido

d. I_2 sólido e. CH_4 gaseoso

8.19 Indica si en los casos siguientes ocurre una oxidación o una reducción. Explica tu respuesta.

a. Un átomo de Rb forma un ion Rb^+.

b. Un átomo de Br forma un ion Br^-.

8.20 Indica si en los casos siguientes ocurre una oxidación o una reducción. Explica tu respuesta.

a. Un átomo de P forma un ion P^{3-}.

b. Un átomo de Sc forma un ion Sc^{3+}.

Electronegatividades

8.21 El carbono y el bromo tienen diferente electronegatividad. ¿Cómo se explica que una molécula de CBr_4 sea nop olar?

8.22 El carbono y el cloro tienen diferente electronegatividad. ¿Cómo se explica que una molécula de CCl_4 sea nop olar?

8.23 Dibuja una estructura que represente la polaridad de una molécula de HBr gaseoso colocando $\delta-$ en el átomo más electronegativo y $\delta+$ en el átomo más electropositivo.

8.24 Dibuja una estructura que represente la polaridad de una molécula de HCl gaseoso colocando $\delta-$ en el átomo más electronegativo y $\delta+$ en el átomo más electropositivo.

8.25 Calcula las diferencias de electronegatividad de los pares de átomos siguientes. Además, indica de qué tipo (iónico, covalente polar o covalente no polar) es el enlace entre los dos.

a. Br y Br b. C y F c. Na y Br

8.26 Calcula las diferencias de electronegatividad de los pares de átomos siguientes. Además, indica de qué tipo (iónico, covalente polar o covalente no polar) es el enlace entre los dos.

a. I e I b. S y O c. K e I

Propiedadesd e conductividady s olubilidad

8.27 Con base en la información expuesta en este capítulo, ¿cuáles de los compuestos siguientes son electrólitos? ¿Por qué?

a. ela zúcarg lucosa

b. N_2 gaseoso

c. $CaCl_2$

d. CH_3CH_2OH(alcohole tílico)

8.28 Con base en la información expuesta en este capítulo, ¿cuáles de los compuestos siguientes son electrólitos? ¿Por qué?

a. NaBr b. HCl

c. $CHCl_3$ (cloroformo)

d. CCl_4 (tetraclorurod ec arbono)

8.29 La sustancia A es un líquido que no conduce una corriente eléctrica, es inmiscible con agua y tiene un punto de ebullición de 115°C. Indica si el enlace de la sustancia A es iónico, covalente polar, covalente no polar o metálico.

8.30 La sustancia B es un líquido que no conduce una corriente eléctrica en estado de fusión. Se disuelve en agua, pero la solución resultante no conduce una corriente eléctrica. Indica si el enlace de la sustancia B es iónico, covalentep olar,c ovalenten op olaro m etálico.

8.31 La sustancia C es un sólido de brillo plateado que conduce una corriente eléctrica, pero no se puede fundir con un mechero Bunsen de laboratorio. La sustancia no se disuelve en agua ni en líquido para encender carbón, pero sí reacciona con un ácido. Indica si el enlace de la sustancia C es iónico, covalente polar, covalente no polar o metálico.

8.32 La sustancia D es un sólido cristalino blanco a temperatura ambiente, y se disuelve en agua para dar una solución que conduce la electricidad. Indica si el enlace de la sustancia D es iónico, covalente polar, covalente no polar o metálico.

8.33 El ácido de acumulador es una solución de H_2SO_4 en agua. ¿Qué nos dice esto acerca de los enlaces del H_2SO_4 cuando el ácido está disuelto en agua?

8.34 La cera de vela funde a baja temperatura, pero no es conductora de la electricidad. La cera no se disuelve en agua, pero es parcialmente soluble si se deja en disolventes no polares como la gasolina y el líquido para encender carbón. ¿Qué tipo de enlaces están presentes en la cera de vela?

8.35 Predice el tipo de enlaces (iónicos, covalentes polares, covalentes no polares o metálicos) presentes en una sustancia problema, 12R, que es un líquido que hierve a 78°C y se disuelve en agua, pero no conduce la electricidad.

8.36 Predice el tipo de enlaces (iónicos, covalentes polares, covalentes no polares o metálicos) presentes en una sustancia problema, 23S, que es un líquido inflamable, inmiscible con agua y que no conduce la electricidad.

Estructurasd eL ewisd e puntos

8.37 Dibuja fórmulas de puntos de los átomos, moléculas yi oness iguientes.

a. un átomo de cloro

b. unam oléculad ec loro

c. uni onc loruro

8.38 Dibuja fórmulas de puntos de los átomos, moléculas y iones siguientes.

a. un átomo de yodo

b. una molécula de yodo

c. un ion yoduro

8.39 Dibuja fórmulas de puntos de las moléculas y iones siguientes.
a. NH_3 (amoniacog aseoso)
b. NH_4^+ (iona monio)
c. $CHCl_3$ (cloroformo)
d. CH_3OH (alcoholm etílicoo a lcohold em adera)

8.40 Dibuja fórmulas de puntos de las moléculas y iones siguientes.
a. NO_3^- (ionn itrato)
b. NO_2^- (ionn itrito)
c. C_2H_2 (acetileno)
d. CH_3CH_2OH(alcohole tílicoo a lcohold eg rano)

8.41 Dibuja estructuras de Lewis del H_2SO_3 y de un ion sulfito.

8.42 Dibuja estructuras de Lewis del H_2SO_4 y de un ion sulfato.

8.43 Dibuja dos estructuras de resonancia del dióxido de azufreg aseoso,S O_2.

8.44 Dibuja dos estructuras de resonancia del ion carbonato, CO_3^{2-}.

Formasm oleculares yf órmulase structurales

8.45 ¿Qué forma tiene la molécula de metano, CH_4? ¿Cuáles sons usá ngulosd ee nlace?

8.46 ¿Qué forma tiene la molécula de dióxido de carbono? ¿Cuál es su ángulo de enlace?

8.47 Dibuja estructuras de Lewis y describe la forma de las siguientesm oléculas.
a. PCl_3 b. BCl_3
c. H_2S d. BeF_2

8.48 Dibuja estructuras de Lewis y describe la forma de las siguientesm oléculas.
a. CBr_4 b. C_2F_2
c. PBr_3 d. SCl_2

8.49 Dibuja la estructura de Lewis del amoniaco; describe la formad ee stam olécula.

8.50 Dibuja la estructura de Lewis del agua; describe la formad ee stam olécula.

8.51 Hay dos moléculas covalentes distintas de fórmula C_2H_6O. Dibuja estructuras de Lewis de las dos moléculas.

8.52 Dibuja estructuras de Lewis para demostrar que tanto C_2H_6 comoC $_2H_4$ sonp osibles.

8.53 Con base en estructuras de Lewis y en la teoría RPECV, predice la forma y la polaridad del NI_3, un sólido que estallaa lc ontacto.

8.54 Con base en estructuras de Lewis y en la teoría RPECV, predice la forma y la polaridad del CF_4, un gas.

8.55 Con base en la teoría RPECV, compara la forma molecular y la diferencia de polaridad de las moléculas BCl_3 y CCl_4.

8.56 Con base en la teoría RPECV, compara la forma molecular y la diferencia de polaridad de las moléculas PBr_3 y CBr_4.

Puentes de hidrógeno

8.57 Describe la diferencia entre los enlaces covalentes de las moléculas de agua y los puentes de hidrógeno del agua.

8.58 ¿Qué propiedades específicas del agua están relacionadas con los puentes de hidrógeno?

8.59 ¿Por qué son los puentes de hidrógeno la causa de la erosión del asr ocase xpuestasa l ai ntemperie?

8.60 ¿Por qué flota un cubo de hielo en un vaso de agua?

Estudiantes en acción

¿Cuál es la relación entre estructura y propiedades físicas?

Realiza las siguientes actividades experimentales para analizar cómo se relacionan los tipos de enlace, la estructura y propiedades físicas de una sustancia.

Materiales y reactivos

- 1 tubo de ensayo largo
- Gradilla
- 1 espátula
- 4 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 pipeta de 1 mL
- Guantes de neopreno
- Conductímetro
- Lentes de seguridad
- Cloruro de sodio
- Sulfuro de sodio
- Ácido sulfúrico
- Ácido clorhídrico 0.1 M
- Hidróxido de sodio 0.1 M
- Ácido benzoico
- Parafina
- Tetracloruro de carbono

Experimento A

Procedimiento

¿Por qué son tan diferentes las propiedades del H_2S y del H_2O si sólo difieren en S y O?

1. Para este paso, usa guantes de neopreno y lentes de seguridad. Trabaja en una campana de extracción. Coloca un tubo de ensayo largo en una gradilla, adiciona 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado y agrega la punta de una espátula de sulfuro de sodio. Agita con cuidado y evita inhalar.

   Responde:

   ¿Se produjo un gas? _____

   Color de la sustancia _____ Olor: _____

   La reacción que ocurrió en el experimento anterior es:

   $$H_2SO_4 + Na_2S \longrightarrow H_2S + Na_2SO_4$$

   ¿Cuál es el gas que se formó? _____

   Investiga el punto de ebullición a P = 1 atm del gas formado y anótalo.

   _____

2. Continúa usando guantes de neopreno y gafas de seguridad. Coloca 0.5 mL de hidróxido de sodio 0.1 M en un vaso de precipitados de 10 mL y, con mucho cuidado, adiciona 0.5 mL de ácido clorhídrico 0.1 M.

   La reacción que se llevó a cabo en este caso es:

   $$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

   Responde:

   ¿Cuál es el gas o el líquido que se formó? _____

   Color: _____ Olor: _____

   Investiga el punto de ebullición del agua a P = 1 atm y escríbelo.

   _____

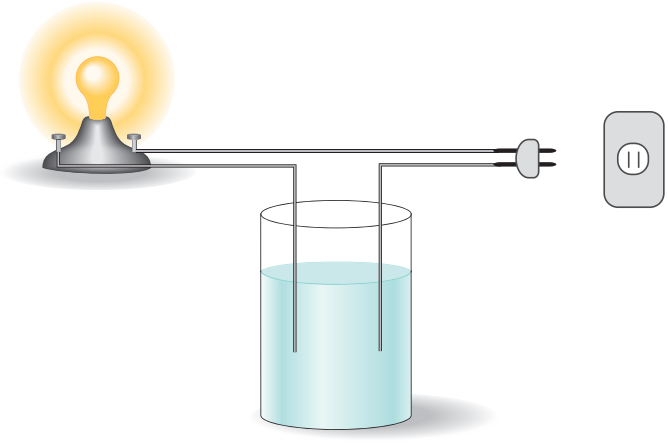
Dibuja las estructuras de Lewis del H_2S y del H_2O y luego completa la tabla. Consulta la sección 8.7 (Cómo escribir fórmulas de Lewis), la sección 8.14 (Puentes de hidrógeno) y tu tabla periódica.

	H_2S	H_2O
a) Estado de agregación en la reacción		
b) Punto de ebullición a P = 1 atm		
c) Familia a la que pertenecen (azufre y oxígeno) y la electronegatividad de cada uno		
d) Fuerza intramolecular que mantiene unidos a los átomos		
e) Fuerza intermolecular que mantiene unidas a las moléculas		

Escribe tus conclusiones acerca de las razones por las que estos compuestos difieren tanto en sus propiedades.

Experimento B

1. Usa tres vasos de precipitados de 10 mL y haz las siguientes preparaciones: en el vaso 1, 0.1 g de cloruro de sodio y 2 mL de agua; en el vaso 2, 0.1 g de ácido benzoico y 2 mL de agua y en el vaso 3, 0.1 g de parafina y 2 mL de tetracloruro de carbono.
2. Determina la conductividad en cada una de las preparaciones anteriores introduciendo el par de electrodos en la disolución, como se indica en el esquema (puedes construir el dispositivo o emplear un aparato comercial para ello). Si el foco se enciende, significa que es un electrólito y puede conducir la corriente eléctrica.
3. Anota en la tabla si hubo conductividad o no e indica si es alta, media o baja. Deduce el tipo de enlace.



	Cloruro de sodio	Ácido benzoico	Parafina
Conductividad			
Tipo de enlace			
Tipo de elementos en el enlace (metal, no metal, metaloide)			

Con base en los resultados obtenidos, escribe tus conclusiones acerca de la estructura del compuesto, el tipo de enlace y las propiedades físicas.

capítulo 9

Cantidades químicas

CONTENIDO

9.1 Pesos formulares y pesos moleculares

9.2 Moles y masas molares

9.3 Cálculos de composición

9.4 Conversiones entre masa y moles

9.5 Cálculos con el número de Avogadro

9.6 Molaridad

9.7 Fórmulas empíricas y fórmulas moleculares

9.8 Cómo determinar fórmulas empíricas

9.9 Cómo determinar fórmulas moleculares

Conexiones con el aprendizaje

- Unidades métricas, capítulo 3
- Factores de conversión, capítulo 3
- Masas atómicas, capítulo 4
- Fórmulas químicas, capítulo 6
- Enlaces químicos, capítulo 8

¿Qué masa de $NiCl_2$, el sólido verde del mortero, debe emplearse para preparar una solución de cierta concentración? ¿Qué volumen de una solución específica de permanganato de potasio, la solución púrpura del vaso de precipitados, se necesita para proporcionar un cierto número de gramos de $KMnO_4$, los cristales oscuros del vidrio de reloj que está junto al vaso? Se pueden responder preguntas de este tipo si se sabe cómo calcular cantidades químicas, como se describe en este capítulo.

Los cálculos con cantidades químicas son fundamentales en un curso introductorio de química. Las cantidades de las sustancias químicas presentes en la sangre y en los productos alimenticios y farmacéuticos son importantes para todos nosotros. El hecho de que haya colesterol en una muestra de sangre no es lo más importante (todos producimos un poco de colesterol); la cantidad de esta sustancia es lo que tiene consecuencias.

Puede ser que una persona necesite saber qué cantidad de cafeína hay en una tableta contra el dolor o en una lata de bebida gaseosa, en tanto que otra persona quizá necesite conocer la cantidad de sodio presente en una porción de papas fritas o de algún otro alimento. El empaque de las papas fritas y la caja de cereal, por ejemplo, indican las cantidades de ciertas sustancias químicas, como sodio, potasio, hierro, cinc, calcio, vitamina A, vitamina C, vitamina B1 (tiamina) y muchos otros ingredientes presentes en una porción individual (Fig. 9.1).

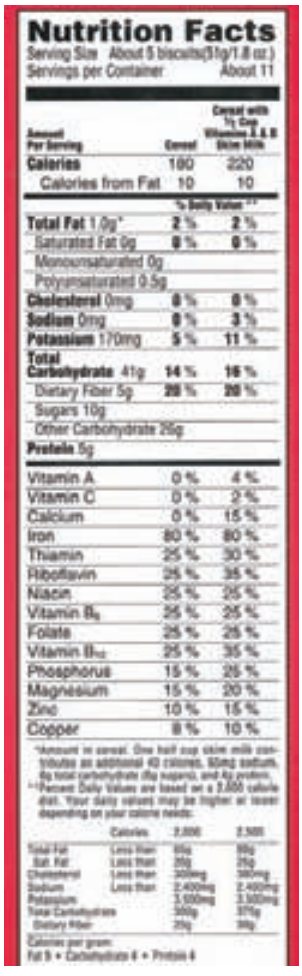


Figura 9.1 Con respecto a varios productos alimenticios empacados, se exige indicar las cantidades de sodio, potasio, colesterol y otras sustancias químicas presentes en una porción representativa. Se proporciona esta información como ayuda para las personas con diversas necesidades en cuanto a su dieta, y para ofrecer información nutricional al consumidor.

En este capítulo se presentan pocos términos y conceptos nuevos, pero los cálculos matemáticos que aquí se describen permitirán establecer conexiones entre varios temas ya presentados en capítulos anteriores. Por ejemplo, se emplearán las mediciones métricas, los factores de conversión y el análisis dimensional estudiados en el capítulo 3. También se utilizarán las masas atómicas y las masas molares presentadas en el capítulo 4, así como los nombres y fórmulas de sustancias químicas del capítulo 6. También es necesario el conocimiento de los enlaces químicos (Capítulo 8). Es así como el marco que da estructura a la química continúa expandiéndose apoyado en los sólidos cimientos de los principios fundamentales.

9.1 Pesos formulares y pesos moleculares

La masa atómica (también conocida como peso atómico) de un elemento que se muestra en la tabla periódica es en realidad la masa promedio (en unidades de masa atómica, uma) de sus isótopos naturales, basada en la abundancia relativa de los isótopos (Sección 4.10). En el capítulo 4 se presentó una introducción a las masas atómicas. Con respecto a cualquier compuesto, la suma de las masas atómicas en uma se llama **peso formular** (P.F.). Cuando el compuesto es molecular, no iónico, a esta suma también se le puede llamar **peso molecular** (P.M.). Si un compuesto tiene enlaces iónicos, desde el punto de vista técnico no es correcto emplear el término *peso molecular*, pero siempre se puede usar el de *peso formular*. Repasa las masas atómicas y los pesos formulares (Secciones 4.11-4.12) y resuelve el ejemplo y los ejercicios siguientes.

EJEMPLO 9.1 Peso formular y peso molecular

Con base en las masas atómicas indicadas en la tabla periódica, calcula el peso formular del sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$.

SOLUCIÓN Hay $2 \times 1 = 2$ átomos de N, $2 \times 4 = 8$ átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O. Multiplica el número de átomos representados por sus masas atómicas correspondientesy s umal osp roductos.

$$\begin{aligned} 2 \times \text{masaa tómicad eN} &= 2 \times 14 = 28 \text{ uma} \\ 8 \times \text{masaa tómicad eH} &= 8 \times 1 = 8 \text{ uma} \\ 1 \times \text{masaa tómicad eS} &= 1 \times 32 = 32 \text{ uma} \\ 4 \times \text{masaa tómicad eO} &= 4 \times 16 = 64 \text{ uma} \\ \text{Pesof ormular} &= 132 \text{ uma} \end{aligned}$$

EJERCICIO 9.1

(a) Calcula el peso formular del fosfato de magnesio, $Mg_3(PO_4)_2$, que se usa como agente de pulimento y como aditivo en alimentos. (Resuelve los problemas del 9.1 al 9.4.)

(b) Calcula el peso molecular del ácido tartárico, $(CHOH)_2(COOH)_2$, presente en las uvas.

9.2 Moles y masas molares

El mol es una de las siete unidades básicas de medición SI. Como se explicó en la sección 4.11, un **mol** (su abreviatura es **mol**, en singular, cuando se usa con cantidades numéricas) se define como la cantidad de una sustancia que contiene tantas *unidades formulares* como átomos hay en exactamente 12 g del isótopo carbono 12, b. Las unidades formulares que se cuentan pueden ser moléculas pequeñas (como O_2 o CO_2) o grandes (como la cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$), compuestos iónicos (como $NaNO_3$), átomos (como N y O) o iones (como Na^+ y NO_3^-).

Un mol de carbono 12 (exactamente 12 g) tiene 6.022×10^{23} átomos de carbono, redondeados a cuatro cifras significativas (Fig. 9.2). Esta cantidad se conoce como el número de Avogadro y su símbolo es la letra *N*. Así pues, un mol de *cualquier* sustancia contiene 6.022×10^{23} unidades formulares. En tanto que una docena (12) y una gruesa (144) son unidades de conteo para cantidades visibles ordinarias, el mol es la unidad estándar que sirve para contar números extremadamente grandes de partículas pequeñas. Con el mol contamos el número de Avogadro de moléculas, átomos, iones, electrones, protones o cualquier otra clase de unidades formulares que se especifiquen.

La fórmula química indica la proporción entre el número de átomos diferentes presentes en el compuesto. Estas proporciones son las mismas tanto en átomos como en docenas de átomos, millones de átomos o moles de átomos. Por ejemplo, las proporciones atómicas del Na_2CO_3 sonl ass iguientes.

	Se compone de		
Número de unidades formulares de Na_2CO_3	**Número de átomos de Na**	**Número de átomos de C**	**Número de átomos de O**
1	2	1	3
1d ocena	2d ocenas	1d ocena	3d ocenas
1 mol $1(6.022 \times 10^{23})$	2 mol $2(6.022 \times 10^{23})$	1 mol $1(6.022 \times 10^{23})$	3 mol $3(6.022 \times 10^{23})$

Como analogía con la vida diaria, comparemos las proporciones atómicas de una fórmula química con las proporciones de los ingredientes de un emparedado. Si nuestro emparedado tiene dos rebanadas de pan, tres rebanadas de carne y una rebanada de queso,l asp roporcioness onl ass iguientes.

Número de emparedados	**Rebanadas de pan**	**Rebanadas de carne**	**Rebanadas de queso**
1	2	3	1
1d ocena	2d ocenas	3d ocenas	1d ocena
12d ocenas	24d ocenas	36d ocenas	12d ocenas
1 mol	2 mol	3 mol	1 mol

En el caso de los compuestos iónicos, la fórmula química indica las proporciones de los iones presentes en el compuesto. Con respecto al Na_2CO_3, un compuesto iónico, comparal asp roporcionesd ei oness iguientes.

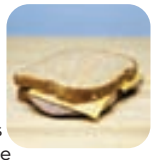
	Se compone de	
Número de unidades formulares de Na_2CO_3	**Número de iones Na^+**	**Número de iones CO_3^{2-}**
1 unidad formulares de Na_2CO_3	2 iones Na^+	1 ion CO_3^{2-}
1 docena de unidades formulares de Na_2CO_3	2 docenas de iones Na^+	1 docena de iones CO_3^{2-}
1 mol de unidades formulares de Na_2CO_3	2 mol de iones Na^+	1 mol de iones CO_3^{2-}
1 *N** de unidades formulares de Na_2CO_3	2 *N* de iones Na^+	1 *N* de iones CO_3^{2-}

*N = númerod e Avogadro,6 .022 $\times 10^{23}$.

Figura 9.2 Un mol de carbono (carbónv egetal)t ieneu nam asa de 12.00 g y contiene 6.022×10^{23} átomosd ec arbono.

Día del mol
Todos los años se celebra el Día del Mol de las 6:02 a.m. a las 6:02 p.m. del 23 de octubre (el décimo mes, el vigesimotercer día). La National Mole Day Foundation (Fundación Nacional del Día del Mol) promueve año con año esta celebración como reconocimiento a Amadeo Avogadro y a las aportaciones de la química a la sociedad.

Conexión con el aprendizaje



Si tuvieras 1 mol de emparedados, eso bastaría para que cada habitante de la Tierra comiera 51 000 emparedados cada segundo durante 75 años. Lee el recuadro "¿De qué tamaño es el número de Avogadro?" en esta sección.

Así pues, se aplican las mismas proporciones de números enteros, ya sea que se trate de partículas individuales, docenas o moles. Utiliza estas proporciones al resolver el ejemplo 9.2 y el ejercicio 9.2.

EJEMPLO 9.2 Conceptos de moles

¿Cuántos moles de iones de sodio, Na^+, se contienen en un mol de 3.84 de Na_2CO_3?

SOLUCIÓN El número de moles de Na_2CO_3 dado se debe convertir a moles de iones sodio.

$$\text{Plan: } 3.84 \text{ mol } Na_2CO_3 \longrightarrow ? \text{ mol de iones } Na^+$$

Podemos emplear la proporción de moles indicada en esta sección. Un mol de Na_2CO_3 contiene 2 mol de iones sodio. Por tanto, podemos escribir los dos factores de conversións iguientes.

$$\frac{2 \text{ mol de iones } Na^+}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{2 \text{ mol de iones } Na^+}$$

Para encontrar el número de moles de iones sodio, multiplica el número original de moles de Na_2CO_3 por el factor de conversión apropiado (el que tiene moles de Na_2CO_3 en el denominador). De este modo, los moles de Na_2CO_3 se eliminan y se obtiene la respuesta en moles de iones Na^+, como aquí se muestra

$$3.84 \text{ mol } Na_2CO_3 \times \frac{2 \text{ mol de iones } Na^+}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} = 7.68 \text{ mol de iones } Na^+$$

EJERCICIO 9.2

(a) ¿Cuántosm olesd ei onesc arbonato,C O_3^{2-}, hay en 3.84 mol de Na_2CO_3?

(b) ¿Cuántos moles de iones sodio, Na^+, hay en 2.73 mol de Na_2CO_3?

A fin de facilitar la comprensión de la magnitud del número de Avogadro, *N*, se muestran varios ejemplos en el recuadro "¿De qué tamaño es el número de Avogadro?" de esta sección. Por una parte, se necesitan 6.022×10^{23} moléculas de agua, un número enorme, para completar un mol de agua. Por otra, la masa de un mol de agua líquida es de sólo 18.0 g, y su volumen, de 18.0 mL (menos de cuatro cucharaditas) (Fig. 9.3). Se necesita un número enorme de moléculas para completar incluso una pequeña masa yu nv olumenv isibles.

Figura 9.3 1 mol de H_2O tiene una masa de 18.0 g y ocupa un volumen de 18.0 mL.

Es verdad que 6.022×10^{23} no es un número redondeado. Un millón lo es, e incluso un billón. Sin embargo, la auténtica belleza de 6.022×10^{23} radica en el hecho de que es muy fácil calcular la masa de este número de partículas, esto es, la masa de un mol de una sustancia. Para calcular la masa de un mol, conocida como la **masa molar** de un compuesto, simplemente suma las masas atómicas (multiplicadas por el subíndice correspondiente) de cada uno de los elementos que se muestran en la fórmula, y expresa esta cantidad en *gramos* en vez de unidades de masa atómica. El peso formular del H_2O es $2(1.0) + 16.0 = 18.0$ uma; por tanto, un *mol* de agua tiene una masa molar de 18.0 g. Si pesas 18.0 g de agua, tendrás un mol de agua, esto es, 6.022×10^{23} moléculas.

EJEMPLO 9.3 Moles y moléculas

(a) ¿Cuál es la masa de 1.00 mol (la masa molar) del Cl_2 gaseoso?

(b) ¿Cuántasm oléculasd ec loro,C l_2, están presentes en 1.00 mol de cloro gaseoso?

UNA MIRADA CERCANA

¿De qué tamaño es el número deA vogadro?

El número de Avogadro es tan grande, que es necesario examinar algunos ejemplos para comprender su significado, así como un viaje en automóvil de 3000 kilómetros significa poco hasta que se tiene la experiencia de conducir esa distancia. Confiamos en que al menos alguno de los ejemplos siguientes te ayude a comprender el número enorme de partículas que representa eln úmerod e Avogadro:6 .022 $\times$ 10^{23}.

1. El número de Avogadro de copos de nieve cubriría Estados Unidos en su totalidad con una capa de aproximadamente 1000m d ep rofundidad.
2. Si los átomos fueran del tamaño de canicas de vidrio ordinarias, el número de Avogadro de estos átomos cubriría Estados Unidos en su totalidad con una capa de alrededor de 110 km de profundidad.
3. Si los átomos fueran del tamaño de los guisantes, el número de Avogadro de estos átomos cubriría la superficie de la Tierra con una capa de alrededor de 15 m de profundidad.
4. Si tuvieras una fortuna de 6.022 $\times$ 10^{23} dólares, que es el número de Avogadro de dólares, podrías gastar mil millones de dólares cada segundo durante toda tu vida y esa fortunas óloh abríad isminuidoe n0 .001%.
5. Para contar el número de Avogadro de canicas, guisantes, emparedados, dólares o cualquier otra cosa a razón de una por segundo (esto representa 6.022 $\times$ 10^{23} s), se necesitarían 51 000 planetas como la Tierra, con todos sus habitantes, con cada persona contando sin cesar durante toda una vida de 75 años. Examina los cálculos.

$$6.022 \times 10^{23}\ \text{s} \times \frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} \times \frac{1\ \text{h}}{60\ \text{min}} \times \frac{1\ \text{día}}{24\ \text{h}} \times$$

$$\frac{1\ \text{año}}{365\ \text{días}} \times \frac{1\ \text{persona}}{75\ \text{años}} \times \frac{1\ \text{planeta Tierra}}{5 \times 10^{9}\ \text{personas}} =$$

510 00p lanetasc ont odoss ush abitantes, contandoc adaunodu rante75a ños

Un mol de una sustancia contiene 6.022 $\times$ 10^{23} partículas, un númeroe norme;s ine mbargo

Un mol de sal común tiene una masa de 58.5 g; 1 mol de agua (18.0 g) ocupa un volumen de 18.0 mL; 1 mol de cualquier gas ocupa 22.4 L, lo suficiente para inflar un globo hasta un diámetro de 35 cm.

- Un mol de agua tiene una masa de sólo 18.0 g y un volumen de 18.0 mL, que es un poco menos de cuatro cucharaditas.
- Un mol de cualquier gas ocupa sólo 22.4 L, suficiente para inflar un globo hasta un diámetro de 35 cm a la temperaturay p resiónn ormales.
- Un mol de sal, NaCl, tiene una masa de 58.5 g, una cantidad que puedes tener en la palma de la mano.

¿Ahora sí ya has "experimentado" el tamaño del número de Avogadro? ¿Sabes lo que significa un mol de una sustancia? Lo sabess ie resc apazd ee xplicárseloa o trap ersona.¡ Inténtalo!

SOLUCIÓN

(a) Recuerda que el cloro gaseoso se compone de moléculas diatómicas. Por tanto, 1.00 mol de cloro gaseoso, $Cl_2(g)$, contiene 2.00 mol de átomos de cloro.

$$\text{Plan}\quad 1.00\ \text{mol Cl}_2 \longrightarrow ?\ \text{g Cl}_2$$

$$1.00\ \text{mol Cl}_2 = 2.00\ \text{mol de átomos de Cl} = 2 \times 35.5\ \text{g} = 71.0\ \text{g}$$

La masa molar se escribe también como 71.0 g/mol.

(b) Un mol de cloro gaseoso tiene el número de Avogadro de moléculas de Cl_2, esto es, 6.022 $\times$ 10^{23} moléculas.

EJERCICIO 9.3

(a) ¿Cuál es la masa de 1.00 mol (la masa molar) de ozono gaseoso, O_3?
(b) ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 2.00 mol de O_3?

EJEMPLO 9.4 Masa molar

Conexión con el aprendizaje
Las fórmulas de los hidratos se estudiaron en la sección 6.9.

Calcula la masa molar del hidrato $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, conocido como sosa para lavar. Se emplea en los detergentes en polvo como agente ablandador de agua.

SOLUCIÓN

Plan: $1.00 \text{ mol } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \longrightarrow ? \text{ g } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

En el caso del hidrato, debemos sumar las masas de 1.00 mol de Na_2CO_3 y de 10.0 mol de H_2O. (El punto del hidrato no significa multiplicar; indica el número de moléculas de agua presentes en cada unidad formular del compuesto cristalino.) Para 1 mol de $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ debemos sumar

$$\begin{aligned} 2 \text{ mol de átomos de Na} &= 2 \times 23.0 \text{ g} = 46.0 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de átomos de C} &= 1 \times 12.0 \text{ g} = 12.0 \text{ g} \\ 3 \text{ mol de átomos de O} &= 3 \times 16.0 \text{ g} = 48.0 \text{ g} \\ 10 \text{ mol de } H_2O &= 10 \times 18.0 \text{ g} = \underline{180.0 \text{ g}} \\ 1 \text{ mol } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O &= 286.0 \text{ g} \end{aligned}$$

La masa molar es de 286.0 g/mol.

EJERCICIO 9.4

Véanse los problemas 9.5-9.12.

(a) Calcula la masa de 2.63 mol de sosa para lavar, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.
(b) Calcula la masa de 0.366 mol de NaCl.

9.3 Cálculos de composición

Cierto paquete de bocadillos indica que una porción contiene 0.300 g de NaCl (cloruro de sodio, sal común). Sin embargo, una bolsa en particular de papas fritas indica que una porción contiene 0.200 g de sodio. Estas dos cantidades se refieren a sustancias químicas diferentes (NaCl y ion Na^+), por lo que no es posible compararlas directamente. No obstante, es probable que una persona preocupada por su ingesta total de sodio (en realidad, Na^+) en la dieta desee comparar la cantidad de sodio presente en una porción individual de los dos productos. El cálculo siguiente consiste en la conversión en un solo paso para averiguar la cantidad de iones sodio que hay en 0.300 g de NaCl. Como factor de conversión emplearemos la proporción de masas de 1 mol de iones Na^+ a 1 mol de NaCl.

$$0.300 \text{ g NaCl} \times \frac{23.0 \text{ g } Na^+}{58.5 \text{ g NaCl}} = 0.118 \text{ g de iones } Na^+$$

Así pues, una porción del bocadillo con 0.300 g de NaCl contiene en realidad 0.118 g de sodio en forma de iones Na^+. Esto es menos sodio que el que está presente en una porción individual de papas fritas con 0.200 g de iones sodio.

Para plantear el problema partimos de la cantidad de NaCl dada en gramos. El factor de conversión que se necesita debe relacionar la masa de NaCl con la masa de iones sodio. Puesto que un mol de NaCl (58.5 g) se compone de un mol de iones sodio (23.0 g) y un mol de iones cloruro (35.5 g), todas estas masas son proporcionales. Por tanto, podemos emplearlas para establecer factores de conversión que relacionen la masa de un mol de Na^+ con un mol de NaCl, como aquí se muestra.

Conexión con el mundo real
En numerosos estudios médicos se han vinculado las dietas ricas en sal con la hipertensión arterial, los ataques cardiacos y los ataques de apoplejía. Las definiciones de los rótulos de los alimentos dan lugar a confusión.

- *Sin sodio*: menos de 5 mg de ion Na^+ por porción
- *Muy bajo en sodio*: menos de 35 mg de ion Na^+ por porción
- *Bajo en sodio*: menos de 140 mg de ion Na^+ por porción
- *Sin adición de sal*: no se ha agregado sal a un producto al que normalmente se agrega sal durante su preparación.

El estadounidense medio ingiere alrededor de 3500 mg de iones Na^+ al día, pero lo recomendable es no ingerir más de 2400 mg de Na^+.

$$\frac{23.0\text{ g Na}^+}{58.5\text{ g NaCl}} \quad \text{o} \quad \frac{58.5\text{ g NaCl}}{23.0\text{ g Na}^+}$$

Debido a que la cantidad original era de gramos de NaCl, necesitamos emplear el factor de conversión que tiene g de NaCl en el denominador. De este modo, g de NaCl se elimina y la respuesta se obtiene en gramos de iones sodio.

Las masas molares de cualquier compuesto y de las partes que lo constituyen están relacionadas entre sí por factores de conversión similares a los que aquí se muestran. En el ejemplo 9.4 se calculó la masa molar del decahidrato de carbonato de sodio. Se puede establecer la cantidad de agua presente en una muestra específica de este hidrato, como se muestra en el ejemplo 9.5. Este cálculo es similar al de la determinación del contenidod ei oness odioe nu nac antidade específicad eN aCl.

Conexión con el aprendizaje
Un mol de átomos de sodio o de iones sodio tiene una masa de 23.0 g. Para que las masas de los átomos de sodio y de los iones sodio fuesen diferentes, necesitaríamos más cifras significativas de las que normalmente empleamos.

EJEMPLO 9.5 Cálculos de composición

Calcula la cantidad de agua (en gramos) que se libera calentando moderadamente 8.00 g del hidrato $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

SOLUCIÓN

Plan: 8.00 g de $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \longrightarrow$? g de H_2O

- **PASO 1** Calcula la masa de 1.00 mol de la sustancia química, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. (Esta masa se calculó en el ejemplo 9.4.)
- **PASO 2** Multiplica la cantidad conocida por el factor de conversión apropiado que relacional asm asasm olaresd el osd osc omponentes.

La masa del hidrato y la masa de 10 mol de H_2Os ec alculanc omos igue.

$$1\text{ mol } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \text{ (calculado en el ejemplo 9.4)} = 286\text{ g de hidrato}$$

$$10.0\text{ mol de agua} = 10.0\text{ mol} \times 18.0\text{ g/mol} = 180.\text{ g de agua}$$

Ahorap odemose scribirl osd osf actoresd ec onversións iguientes.

$$\frac{286\text{ g } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O}{180\text{ g } H_2O} \quad \text{o} \quad \frac{180\text{ g } H_2O}{286\text{ g } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O}$$

Para que los gramos de hidrato se eliminen es necesario emplear el segundo factor de conversión. Asíp ues,

$$8.00\text{ g } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \times \frac{180\text{ g } H_2O}{286\text{ g } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O} = 5.03\text{ g } H_2O$$

Por tanto, 8.00 g de hidrato contienen 5.03 g de agua.

EJERCICIO 9.5

(a) Una porción individual de papas fritas tiene 212 mg de Na. ¿A cuántos miligramosd eN aCle quivalee stac antidad?

(b) La ingesta máxima recomendada de Na es de 2400 mg. ¿A cuántos gramos de NaCle quivalee stac antidad?

Véansel os problemas 9.13-9.18.

Composición porcentual

Es frecuente el uso de porcentajes para expresar la proporción en peso de los elementos presentes en un compuesto específico. Sería más preciso emplear el término *masa* en vez

de *peso*, pero el uso del término **porcentaje en peso** está muy extendido. El porcentaje en peso de un elemento presente en un compuesto determinado equivale a la cantidad en gramos de un elemento presente en 100 g del compuesto.

Una lista de los porcentajes en peso de cada elemento de un compuesto constituye la **composición porcentual** de ese compuesto. Si la suma de los porcentajes no es exactamente 100%, la desviación se debe, ya sea al redondeo de los números, o a errores de cálculo. Es recomendable emplear de tres a cuatro cifras significativas en todos los cálculos a fin de reducir al máximo los errores debidos al redondeo de números.

Si se conoce la fórmula química, el cálculo de la composición porcentual de un compuesto se puede dividir en dos pasos.

Cómo calcularl ac omposición porcentual

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
▼ paso a paso

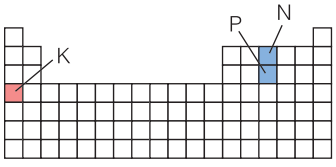
1. Calcula la masa de 1 mol de la sustancia (la masa molar) como se muestra en los ejemplos 9.3 y 9.4.
2. Divide la masa de cada elemento de la fórmula entre la masa molar y multiplica las fracciones decimales obtenidas por 100%. Se acostumbra redondear estos porcentajes con un aproximación de 0.1%.

Sep uedee scribirl a operaciónm atemáticad elp aso2 c omos igue.

$$\frac{\text{Masa total de un elemento en el compuesto}}{\text{Masa molar del compuesto}} \times 100\% = \text{Porcentaje del elemento}$$

El cálculo de la composición porcentual de un compuesto se ilustra en el ejemplo 9.6. Es recomendable atenerse estrictamente al formato empleado para plantear este problema de muestra. Practica esta estrategia resolviendo el ejercicio 9.6 y los problemass imilaresq ues ei ncluyena lf inald elc apítulo.

Figura 9.4 El conjunto de tres númerosq uea parecee nl asb olsas def ertilizante,c omoe l3 -10-6q ue sem uestrae ne stef ertilizanted e bulbosd ef lores,i ndicanl os porcentajes den itrógeno,f ósforo y potasio, en ese orden, en el fertilizante.L asp lantasd ef lor necesitanu nf ertilizanter icoe n fósforo;e nc ambio,u nf ertilizante dep astot ípicoe sr icoe nn itrógeno.



EJEMPLO 9.6 Composición porcentual

Calcula la composición porcentual del fosfato de amonio, $(NH_4)_3PO_4$, un compuesto que see mpleac omof ertilizante. Véasel af igura9 .4.

SOLUCIÓN

Plan: Masa de 1 mol del compuesto ⟶ Porcentajed ec adae lemento

■ **PASO I** Calcula la masa de 1 mol de $(NH_4)_3PO_4$.

$$\begin{aligned} 3 \text{ mol de átomos de N} &= 3 \times 14.0 \text{ g} = 42.0 \text{ g} \\ 12 \text{ mol de átomos de H} &= 12 \times 1.01 \text{ g} = 12.1 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de átomos de P} &= 1 \times 31.0 \text{ g} = 31.0 \text{ g} \\ 4 \text{ mol de átomos de O} &= 4 \times 16.0 \text{ g} = 64.0 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de } (NH_4)_3PO_4 &= 149.1 \text{ g} \end{aligned}$$

■ **PASO 2** Calcula osp orcentajesd ec adae lementop resente.

$$\text{N: } \frac{42.0 \text{ g N}}{149.1 \text{ g } (NH_4)_3PO_4} \times 100\% = 28.2\% \text{ N}$$

$$\text{H: } \frac{12.1 \text{ g N}}{149.1 \text{ g } (NH_4)_3PO_4} \times 100\% = 8.1\% \text{ H}$$

$$\text{P: } \frac{31.0 \text{ g P}}{149.1 \text{ g } (NH_4)_3PO_4} \times 100\% = 20.8\% \text{ P}$$

$$\text{O:}\quad \frac{64.0\text{ g O}}{149.1\text{ g }(NH_4)_3PO_4} \times 100\% = \underline{42.9\%\text{ O}}$$

Sumad el osp orcentajes = 100.0%

Conexión con el aprendizaje
Recuerda que multiplicar por 100% equivale a multiplicar por un factor de 1 porque 100% de cualquier cosa es una unidad completa. Una calificación de 90 puntos de 100 (es decir, 90/100) en un examen se puede expresar como 0.90 en forma decimal. Si multiplicas 0.90 × 100% = 90%. La fracción de hidrógeno presente en el compuesto que se describe es de 0.081 en forma decimal. Si multiplicas 0.081 × 100% = 8.1%. Las cantidades 0.081 y 8.1% son equivalentes.

EJERCICIO 9.6

(a) Calcula el porcentaje de nitrógeno presente en la urea, N_2H_4CO, un fertilizante común ques ed escomponey l iberaa moniacol entamente.

(b) Calcula el porcentaje de hierro presente en un complemento alimenticio de hierro común,F eSO_4.

Se puede calcular el porcentaje en masa de un solo elemento de una fórmula sin establecer la composición porcentual de todos los elementos representados en la fórmula. Por ejemplo, podría ser que nos interesase conocer únicamente el porcentaje de nitrógeno en el compuesto del ejemplo 9.6. En este ejemplo, la fórmula indica que un mol de fosfato de amonio contiene *3* mol de nitrógeno. Para calcular el porcentaje de N, hay que asegurarse de dividir la masa de *3 moles* de átomos de nitrógeno entre la masa molar del compuesto. De forma análoga, para calcular el porcentaje de hidrógeno deben contarse todos los átomos de hidrógeno, y en el caso del oxígeno, todos los átomos de oxígeno indicados en la fórmula.

Véansel os problemas 9.19-9.26.

9.4 Conversiones entre masa y moles

Se puede expresar en gramos un número específico de moles de cualquier sustancia. Debemosr eflexionard etenidamentee nu np lanp arar ealizarl ac onversión.

Conexión con el aprendizaje
Este tipo de conversión en el que intervienen moles y masa es fundamental; se utilizará con mucha frecuencia para resolver problemas.

Moles ⟶ Gramos

Ene stec aso,e lr azonamientos ep ueded ividire nl osd osp asoss iguientes.

Cómoc onvertirm olesa m asa

Reflexiona detenidamente paso a paso

1. Determina la masa de 1 mol de la sustancia (la masa molar) expresando el peso formular de la sustancia en gramos por mol (g/mol).
2. Multiplica la cantidad original de la sustancia, en moles, por la masa molar obtenida en el paso 1.

Estos pasos se ilustran en el ejemplo 9.7 y se comentan en la explicación que sigue.

EJEMPLO 9.7 Conversiones de moles a masa

Calcula la masa de 0.500 mol de dióxido de carbono.

Conexión con el aprendizaje
Inicia siempre con la cantidad conocida.

SOLUCIÓN

Plan: 0.500 mol de CO_2 ⟶ ? g de CO_2

■ **PASO 1** Determina la masa de 1 mol de CO_2. A esto se le conoce como la masa molar. Un mol de CO_2 tiene una masa igual a la de 1 mol de átomos de carbono y 2 mol de átomos de oxígeno. (Localiza las masas atómicas en la tabla periódica.)

$$\begin{aligned} 1\text{ mol de átomos de C} &= 1 \times 12.0\text{ g} = 12.0\text{ g} \\ 2\text{ mol de átomos de O} &= 2 \times 16.0\text{ g} = \underline{32.0\text{ g}} \\ 1\text{ mol de } CO_2 &= 44.0\text{ g} \end{aligned}$$

Esto se escribe 44.0 g/mol.

■ **PASO 2** Calcula la masa de 0.500 mol de CO_2 con base en la masa molar obtenida en el paso 1.

$$0.500 \text{ mol } CO_2 \times \frac{44.0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 22.0 \text{ g } CO_2$$

EJERCICIO 9.7

(a) Calcula la masa de 1.64 mol de dióxido de carbono.

(b) Calcula la masa de 1.64 mol de mol de $NaNO_3$.

En el paso 2 del ejemplo 9.7 y en el ejercicio 9.7a, se convirtió a gramos un número específico de moles de dióxido de carbono. Esta conversión se representa como sigue:

Molesd e A ⟶ Gramosd e A

donde A representa una sustancia química específica: la misma sustancia. Para realizar esta conversión, primero se escribió la cantidad conocida (en moles). El factor de conversión que se emplea para convertir gramos a moles o moles a gramos de una sustancia en particular es siempre la masa molar (el peso formular expresado en gramos). La masa molar empleada en el ejemplo 9.7 se podría escribir de las dos formas siguientes.

$$\frac{44.0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.0 \text{ g } CO_2}$$

Si se desea convertir gramos de una sustancia a moles, es necesario utilizar un segundo factor de conversión, con gramos en el denominador y moles en el numerador. De este modo, los gramos de la cantidad conocida se eliminarán con los gramos del denominador del factor de conversión. En el ejemplo 9.8 se muestra el factor de conversión de gramos de una sustancia a moles. Resuelve el ejercicio 9.8.

EJEMPLO 9.8 Conversiones de masa a moles

Convierte 28.6 g de dióxido de carbono a moles.

SOLUCIÓN

Plan: 28.6 g de CO_2 ⟶ ? mol de CO_2

Inicia siempre con la *cantidad* conocida y formula un plan o ruta para resolver el problema mediante factores de conversión. La masa molar es el factor de conversión que se necesita para convertir gramos de A ⟶ moles de A. Si se invierte la masa molar para colocar moles en el numerador y *gramos* en el denominador, observa que "g CO_2" se eliminay s eo btienel ar espuestae nm oles.

$$28.6 \text{ g } \cancel{CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.0 \text{ g } \cancel{CO_2}} = 0.650 \text{ mol } CO_2$$

EJERCICIO 9.8

Véanse los problemas 9.27-9.30.

(a) Convierte 91.6 g de dióxido de carbono a moles.

(b) Convierte 75.4 g de $NaNO_3$ am oles.

9.5 Cálculos con el número de Avogadro

Como se explicó en las secciones 4.11 y 9.2, se suele comparar un mol a una docena, pues ambas son unidades que representan un número específico de objetos. Una docena de monedas de 5 centavos, una docena de monedas de 10 centavos o una docena de monedas de

25 centavos representa en todos los casos 12 de los objetos especificados. De modo análogo, un mol de una sustancia también representa un número específico; siempre representa 6.022×10^{23} de cualquier cosa que se trate. Una docena de monedas de 5 centavos, una docena de monedas de 10 centavos y una docena de monedas de 25 centavos, sin embargo, tienen masas específicas aunque diferentes. La masa de un número específico de monedas de cada tipo es *constante*, es decir, no cambia. Análogamente, un mol de CO_2 y un mol de $NaNO_3$ tienen en cada caso el número de Avogadro, N, de unidades de fórmula, pero un mol de cada compuesto tiene una masa diferente y característica, como las monedas de 5, 10 y 25 centavos. Los dos compuestos también están constituidos por diferentes números de distintos tipos de átomos.

Estudia la comparación entre un mol de CO_2 y un mol de $NaNO_3$, y luego resuelve el ejemplo que sigue.

Comparación de un mol de dos compuestos diferentes

1 mol de CO_2, una molécula con enlaces covalentes, tiene una masa de 44.0 g. Contiene

- 6.022×10^{23} *moléculas* constituidasp or
- 6.022×10^{23} *átomos* dec arbonoy
- $2(6.022 \times 10^{23})$ *átomos* deoxí geno.

1 mol de $NaNO_3$, un compuesto iónico, tiene una masa de 85.0 g. Contiene

- 6.022×10^{23} unidades *formulares* constituidasp or
- 6.022×10^{23} *iones* Na^+ y
- 6.022×10^{23} *iones* NO_3^-.

EJEMPLO 9.9 Cálculos con el número de Avogadro

Con respecto a 1 mol de CO_2 y 1 mol de $NaNO_3$ (dos compuestos ya analizados), compara (a) el número total de moles de átomos y (b) el número total de átomos presentes.

SOLUCIÓN Un mol de cada sustancia tiene el número de Avogadro de unidades formulares, pero

(a) Un mol de CO_2 tiene 1 mol de átomos de C + 2 mol de átomos de O = 3 mol de átomos. Un mol de $NaNO_3$ tiene 1 mol de Na + 1 mol de N + 3 mol de O = 5 mol de átomos.

(b) Un mol de CO_2 tiene

$$3 \text{ mol de átomos} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de átomos}} = 1.81 \times 10^{24} \text{ átomos (en total)}$$

Un mol de $NaNO_3$ tiene

$$5 \text{ mol de átomos} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de átomos}} = 3.01 \times 10^{24} \text{ átomos (en total)}$$

Éstos son los cálculos para conocer el número total de *moles* de átomos y el número totald eá tomosi ndividualesd ea mbosc ompuestos.

EJERCICIO 9.9

Con respecto a 2.33 mol de $Mg(OH)_2$ indica

(a) el número de moles de iones Mg^{2+} y de iones OH^- y

(b) el número de iones Mg^{2+} y de iones OH^-.

Figura 9.5 Podemosc alcular eln úmerod et achuelasa p artir de la masa total de las tachuelas y la masa de una de ellas.

Masa de una partícula unitaria

Se puede calcular el número de cristales de azúcar que hay en un tazón dividiendo la masa total de azúcar del tazón entre la masa de un cristal de azúcar, como se describió en la sección 4.11. De modo análogo, se puede calcular el número de tachuelas presentes en una caja grande con tachuelas (Fig. 9.5) dividiendo su masa total entre la masa de una sola de ellas, como aquí se muestra.

$$\frac{\text{Masa total/caja}}{\text{Masa individual/tachuela}}$$

Sis ei nviertee ld enominadord ee staf racciónc omplejay s em ultiplica, set ieneq ue

$$\frac{\text{Masa total}}{\text{Caja}} \times \frac{\text{1 tachuela}}{\text{Masa individual}} = \frac{\text{Tachuelas totales}}{\text{Caja}}$$

Observa que la "masa" del numerador del primer factor y del denominador del segundo factor se eliminan y se obtienen las tachuelas totales por caja. Si se multiplica la masa de la caja de tachuelas por el número de tachuelas que hay en una caja —invertido para que se elimine "caja"—, se conocerá la masa de una tachuela, como aquí se muestra.

$$\frac{\text{Masa total}}{\text{Caja}} \times \frac{\text{1 caja}}{\text{Tachuelas totales}} = \frac{\text{Masa}}{\text{Tachuela}}$$

Esta estrategia es precisamente la que se debe emplear para calcular la masa de átomos, iones, moléculas u otras partículas unitarias individuales. Habrá que emplear masa por mol (la masa molar) en vez de masa por caja en la ecuación, y multiplicar este factor por 1 mol/(6.022×10^{23} partículas), que es la forma invertida del número de Avogadro de partículas por mol. Este tipo de cálculo se demuestra en el ejemplo 9.10. Aplica este método para resolver el ejercicio 9.10.

EJEMPLO 9.10 Masas de partículas unitarias

¿Cuál es la masa de una molécula de agua?

SOLUCIÓN

Plan: g/mol de H_2O ⟶ ?g /moléculad eH $_2O$

Inicia con la masa molar —la masa por mol— y multiplica por el factor 1 mol/número de Avogadrop arae liminar" mold ea gua".E xpresadoe np alabras,e lp lanteamientoe s

$$\frac{\text{Masa}}{\text{Mol de agua}} \times \frac{\text{1 mol de agua}}{\text{Número de Avogadro de moléculas}} = \text{Masa/molécula}$$

Port anto,

$$\frac{18.0\ \text{g}}{1\ \text{mol de agua}} \times \frac{1\ \text{mol de agua}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}} = 2.99 \times 10^{-23}\ \text{g/molécula}$$

Resumend ec onversiones:M asa/mol ⟶ Masa/molécula.

EJERCICIO 9.10

(a) ¿Cuál es la masa de una molécula de CO_2?

(b) ¿Cuál es la masa de una molécula de octano, C_8H_{18}, un componente de la gasolina?

Véanse los problemas 9.31-9.38.

Cálculo del número de partículas presentes en una cantidad conocida

Cuando se conoce la cantidad de una sustancia en particular ya sea en moles o en gramos, se puede calcular el número de partículas unitarias presentes. Partiendo una vez más de la cantidad conocida, se establece una ruta basada en la conversión de unidades y luego se plantea el problema empleando los factores de conversión apropiados. El ejemplo 9.11 ilustra una conversión en la que se conoce la cantidad original en moles. El ejemplo 9.12 muestra los cálculos que es necesario efectuar cuando la cantidad original se indica en gramos.

EJEMPLO 9.11 Número de partículas unitarias en una muestra

¿Cuántos iones hidróxido, OH^-, se encuentran en solución cuando se disuelve 1.00×10^{-4} mol de $Ca(OH)_2$ en agua?

SOLUCIÓN Cada fórmula unitaria de $Ca(OH)_2$ libera dos iones OH^-. Como la cantidad originals ei ndicae nm oles,d ebemos realizarl asc onversioness iguientes.

Plan: Moles de $Ca(OH)_2$ ⟶ Moles de iones OH^- ⟶ Número total de iones OH^-

$$1.00 \times 10^{-4}\ \text{1 mol } Ca(OH)_2 \times \frac{2\ \text{mol de iones } OH^-}{1\ \text{mol } Ca(OH)_2} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{iones } OH^-}{1\ \text{mol de iones } OH^-}$$

$$= 1.20 \times 10^{20}\ \text{iones } OH^-$$

Resumend ec onversiones:

Molesc onocidos ⟶ Moles de iones OH^- ⟶ Númerot otald ei onesO H^-.

EJERCICIO 9.11

(a) ¿Cuántos iones cloruro, Cl^-, se encuentran en solución cuando se disuelven 2.15 mol de $CaCl_2$ en agua?

(b) ¿Cuántos iones calcio, Ca^{2+}, se encuentran en solución cuando se disuelven 2.15 mol de $CaCl_2$ en agua?

EJEMPLO 9.12 Número de partículas unitarias presentes en una masa conocida

¿Cuántos iones hidróxido, OH^-, se encuentran en solución cuando se disuelve 1.00 mg de $Ca(OH)_2$ en agua?

SOLUCIÓN Cada unidad formular de $Ca(OH)_2$ libera dos iones OH^-. Expresa la cantidado riginale ng ramosy e fectúal asc onversioness iguientes.

Plan: Masa de $Ca(OH)_2$ ⟶ Moles de $Ca(OH)_2$ ⟶ Moles de iones OH^- ⟶ Númerod ei onesO H^-

$$1.00 \times 10^{-3}\ \text{g } Ca(OH)_2 \times \frac{1\ \text{mol } Ca(OH)_2}{74.1\ Ca(OH)_2} \times \frac{2\ \text{mol de iones } OH^-}{1\ \text{mol } Ca(OH)_2} \times$$

$$\frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{iones } OH^-}{1\ \text{mol de iones } OH^-} = 1.62 \times 10^{19}\ \text{iones } OH^-$$

Resumend ec onversiones:M iligramos ⟶ Gramos ⟶ Moles ⟶ Moles de iones OH^- ⟶ Númerod ei onesO H^-.

EJERCICIO 9.12

(a) ¿Cuántos iones cloruro, Cl^-, se encuentran en solución cuando se disuelven 4.83 g de $CaCl_2$ en agua?

Véansel os problemas 9.39-9.46.

(b) ¿Cuántos iones hidróxido, OH^-, pueden quedar en solución a partir de un antiácido que contiene 200. mg de $Al(OH)_3$?

9.6 Molaridad

Se obtiene una solución cuando una sustancia química se disuelve totalmente en otra. Una solución de sal común en agua es un buen ejemplo. El NaCl que se disuelve recibe el nombre de **soluto**, y el agua es el **disolvente**. La **concentración** de una solución es una medida de la cantidad de soluto disuelto en la solución. Uno de los métodos más útiles para expresar la concentración es el que se denomina **molaridad**, M, y se define como el número de moles de soluto presentes en una solución dividido entre el número totald el itrosd es olución.

Conexión con el aprendizaje
En el capítulo 14 se describirán varios métodos que se emplean para expresar la concentración de una solución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros totales de solución}}$$

Cuando se disuelve 1.00 mol de NaCl en agua suficiente para completar un volumen total de 1.00 L, la solución se describe como una solución 1.00 **molar** (se escribe 1.00 M, con "M" mayúscula). No siempre se necesita trabajar con volúmenes de exactamente 1.00 L. Por ejemplo, cuando se disuelven 0.300 mol de NaCl en agua suficiente para completar 400. mL (0.400 L) de solución, se tiene una concentración de

$$\frac{0.300 \text{ mol}}{0.400 \text{ L}} = 0.750 \text{ mol/L NaCl} = 0.750 \text{ M NaCl}$$

El ejemplo que sigue muestra cómo calcular el número de gramos de una sustancia que se deben emplear para preparar un volumen determinado de solución con una molaridad específica.(Fig.9 .6).

Conexión con el aprendizaje
Al resolver un problema en el que interviene una solución de una molaridad específica, M, siempre sustituye M por moles por litro al plantear los cálculos. Por ejemplo, utiliza 3.0 mol/L en vez de 3.0 M al resolver un problema para que las unidades se eliminen.

EJEMPLO 9.13 Preparación de soluciones molares

¿Cuántos gramos de $K_2Cr_2O_7$ se necesitan para preparar 250.0 mL de una solución 0.125 M?

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Inicia con la *cantidad conocida*, el volumen, en mililitros y conviértela a litros.
- **PASO 2** Convierte los litros a moles con la molaridad como factor de conversión.
- **PASO 3** Convierte los moles a gramos con el peso formular como factor de conversión.

Las eried ec onversioness er esumec omos igue.

$$\text{Plan:M} \quad \text{ililitros} \longrightarrow \text{Litros} \longrightarrow \text{Moles} \longrightarrow \text{Gramos}$$

$$250.0 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.125 \text{ mol}}{\text{L}} \times \frac{294 \text{ g } K_2Cr_2O_7}{\text{mol}} = 9.19 \text{ g } K_2Cr_2O_7$$

Para preparar la solución se deben disolver 9.19 g de $K_2Cr_2O_7$ en agua suficiente para completar un volumen total de 250. mL. La solución se debe rotular como $K_2Cr_2O_7$ 0.125 M.

EJERCICIO 9.13

(a) ¿Cuántos gramos de KCl se necesitan para preparar 500. mL de una solución 0.100 M?

(b) ¿Cuántos gramos de $K_2Cr_2O_7$ se necesitan para preparar 500. mL de una solución 0.150 M?

Figura 9.6 Parap reparar2 50m L deu nas oluciónd em olaridad específica,(a)s eo btienel am asa apropiadad el as ustanciaq uímica, (b) se transfiere la sustancia a un matraz aforado de 250 mL, parcialmente llenod ea gua destilada, y (c) se agrega agua destiladae nc antidads uficiente para llenar el matraz hasta la marca correspondiente. Una vez que se ha mezcladop erfectamente,s ep uede colocarl as olucióne nu nab otella cone lr ótuloa decuadop arau sarla en el laboratorio.

Una vez preparada la solución de molaridad específica como se describe en el ejemplo 9.13 y en la figura 9.6, se puede medir el volumen específico necesario para obtener un número determinado de moles o gramos de la sustancia química deseada. Una vez más, parte de la cantidad conocida (el número de moles o gramos) y usa la molaridad como factor de conversión para calcular el volumen necesario, como se muestra en el ejemplo 9.14.

EJEMPLO 9.14 Cálculo de volúmenes de soluciones molares

¿Cuántos mililitros de solución 0.125 M de $K_2Cr_2O_7$ (preparada como se describe en el ejemplo 9.13) se necesitan para obtener 0.0250 mol de $K_2Cr_2O_7$?

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Inicia con la cantidad conocida: el número de moles de $K_2Cr_2O_7$.
- **PASO 2** Convierte los moles a litros con la molaridad como factor de conversión.
- **PASO 3** Convierte los litros a mililitros porque la cantidad se debe indicar en mililitros.

Las erie dec onversioness er esumec omos igue.

$$\text{Plan: Moles} \longrightarrow \text{Litros} \longrightarrow \text{Mililitros}$$

$$0.0250 \text{ mol} \times \frac{1 \text{ L}}{0.125 \text{ mol}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 200. \text{ mL}$$

Observa que la molaridad, M, en moles por litro se emplea como factor de conversión invertida, escrita con litros en el numerador (arriba) para que los moles se eliminen y se obtenga una cantidad en litros. Después, en el factor siguiente, los litros se convierten a mililitros.

EJERCICIO 9.14

(a) ¿Cuántos mililitros de solución 0.125 M de $K_2Cr_2O_7$ (preparada como se describe en el ejemplo 9.14) se necesitan para obtener 1.36 g de $K_2Cr_2O_7$? *Sugerencia*: Parte de los gramos de $K_2Cr_2O_7$, convierte a moles y continúa como se indica en el ejemplo 9.14.

(b) ¿Cuántos mililitros de solución 0.125 M de $K_2Cr_2O_7$ se necesitan para obtener 2.38 g de $K_2Cr_2O_7$?

Véansel os problemas 9.47-9.54.

Preparación de soluciones por dilución

Una solución de concentración conocida se puede diluir con agua para preparar una solución de cualquier concentración que se desee, siempre y cuando sea menor que la de la solución original. Por ejemplo, el ácido clorhídrico concentrado, que se compra como solución de HCl 12.0 M, se puede diluir para preparar un volumen específico de una solución de HCl 2.0 M. El número de moles de soluto presentes en la solución original se calcula multiplicando el volumen de la solución original en litros (V_1) por la molaridad del as olucióno riginal(M_1 en moles por litro).

$$\text{Volumen de la solución original en litros} \times \frac{\text{Moles}}{\text{Litro}} = \text{Moles de soluto antes de la dilución}$$

$$V_1M_1 = \text{Moles}_1$$

De forma análoga, multiplicando el volumen de la solución diluida en litros (V_2) por la molaridad de la solución diluida (M_2 en moles por litro) se obtiene el número de molesd es olutop resentese nl as oluciónd iluida.

$$\text{Volumen de la solución diluida en litros} \times \frac{\text{Moles}}{\text{Litro}} = \text{Moles de soluto después de la dilución}$$

$$V_2M_2 = \text{Moles}_2$$

Durantel ad ilución,e ln úmerod em olesd es oluton oc ambia.

$$\text{Moles}_1 = \text{Moles}_2$$

Por tanto, el producto del volumen por la molaridad (V_1M_1) antes de diluir es igual al producto del volumen por la molaridad (V_2M_2) después de la dilución. Esto proporciona la ecuación siguiente, que es muy útil para efectuar cálculos relacionados con diluciones.

$$V_1M_1 = V_2M_2$$

Las unidades de volumen que se utilicen en esta ecuación no deben ser forzosamente litros, pero se deben emplear las mismas unidades para V_1 y V_2. Se pueden emplear como unidades de volumen mililitros, cuartos, pintas, cucharadas, onzas fluidas o cualquier otra unidad de volumen, siempre y cuando las unidades sean las mismas para ambos volúmenes. De modo análogo, las concentraciones (C_1 y C_2) pueden indicarse en molaridad, en porcentaje o en cualquier otra unidad de concentración idónea. También en este caso se deben emplear las mismas unidades de concentración para las soluciones original y final. Así pues, se pueden emplear cualesquiera unidades de volumen y unidades de concentración apropiadas para efectuar cálculos relacionados con diluciones, siempre y cuando no se cambie de unidades durante los cálculos. La ecuación general es

$$V_1C_1 = V_2C_2$$

El ejemplo9 .15i lustral osc álculosr eferentesa d iluciones.

EJEMPLO 9.15 Cálculos de diluciones

Calcula cuántos mililitros de ácido clorhídrico concentrado, HCl 12.0 M, se necesitan para preparar 500. mL de una solución de HCl 2.00 M. Explica cómo se debe llevar a cabol a dilución.

SOLUCIÓN

- **PASO I** Éstee su np roblemad ec oncentracionesm olares.L ae cuacióne s

$$V_1M_1 = V_2M_2$$

- **PASO 2** Identifical osv aloreso riginaly f inal(despuésd ed iluir).

Original	Final
$V_1 = ?$	$V_2 = 500.\ \text{mL}$
$M_1 = 12.0\ \text{M}$	$M_2 = 2.00\ \text{M}$

■ **PASO 3** Sustituyel osv aloresa propiadose nl ae cuación.

$$V_1 \times 12.0\ \text{M} = 500.\ \text{mL} \times 2.00\ \text{M}$$

$$V_1 = \frac{(500.\ \text{mL})\ (2.00\ \text{M})}{(12.0\ \text{M})} = 83.3\ \text{mL}$$

■ **PASO 4** Para preparar la solución 2.00 M, diluye 83.3 mL el HCl 12.0 M hasta completaru nv olument otald e5 00.m Ly m ezclap erfectamente.

Véansel os problemas 9.55-9.58.

EJERCICIO 9.15

(a) ¿Cuántos galones de una solución de insecticida al 16.0% utilizaría una compañía de jardinería para preparar 800. gal de una solución al 0.0450%? Explica cómo se debe efectuar la dilución.

(b) ¿Cuántos mililitros de HCl 2.00 M se necesitan para preparar 250. mL de una solución de HCl 0.100 M?

9.7 Fórmulas empíricas y fórmulas moleculares

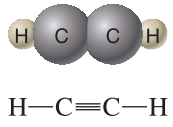
Las fórmulas empíricas y moleculares son dos tipos claramente distintos de fórmulas químicas que se emplean con propósitos diferentes. Comparemos el acetileno gaseoso, C_2H_2, que se utiliza para soldar, con el benceno, C_6H_6, un líquido que se usa como disolvente y en la producción industrial de muchas sustancias químicas orgánicas. La composición porcentual de las dos sustancias se puede establecer mediante el procedimiento descrito en la sección 9.3. Aunque las fórmulas moleculares son diferentes, observa que el benceno tiene tres veces más átomos de C y de H que el acetileno. Los cálculos siguientes demuestran que ambos compuestos tienen los mismos porcentajes de carbono y de hidrógeno.

Un mol de acetileno, C_2H_2 = 26.0 g	**Un mol de benceno, C_6H_6 = 78.0 g**
$\text{C: } \frac{24.0\ \text{g C}}{26.0\ \text{g } C_2H_2} \times 100\% = 92.3\%\ \text{C}$	$\text{C: } \frac{72.0\ \text{g C}}{78.0\ \text{g } C_6H_6} \times 100\% = 92.3\%\ \text{C}$
$\text{H: } \frac{2.0\ \text{g H}}{26.0\ \text{g } C_2H_2} \times 100\% = 7.7\%\ \text{H}$	$\text{H: } \frac{6.0\ \text{g H}}{78.0\ \text{g } C_6H_6} \times 100\% = 7.7\%\ \text{H}$
Suma de los porcentajes = 100.0%	Suma de los porcentajes = 100.0%

La **fórmula molecular** de un compuesto indica el *número real* de átomos de cada elemento presentes en cada molécula. Las fórmulas moleculares del acetileno y del benceno son C_2H_2 y C_6H_6,r espectivamente.

La **fórmula empírica**, también conocida como la **fórmula más simple**, indica la razón más simple de números enteros de los átomos de cada elemento presente en un compuesto. Por consiguiente, la fórmula empírica del acetileno es CH. La razón más simple de átomos de C a átomos de H en el benceno, C_6H_6, también es de 1:1. La fórmula empírica del benceno es CH. Así pues, ambos compuestos tienen la misma fórmula empírica, que es CH (Fig. 9.7).

Figura 9.7 Ela cetileno(a)y elb enceno(b)t ienenf órmulas molecularesd iferentes(C_2H_2 y C_6H_6,r espectivamente),p erol a mismaf órmulae mpírica(CH).

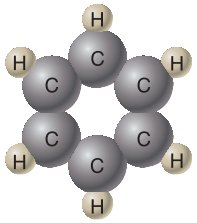


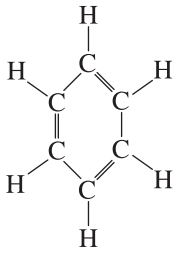
H—C≡C—H

Fórmula molecular: C_2H_2

Fórmula empírica: CH

(a)





Fórmula molecular: C_6H_6

Fórmula empírica: CH

(b)

En resumen, el acetileno y el benceno tienen fórmulas moleculares diferentes, C_2H_2 y C_6H_6, pero estos compuestos tienen la misma fórmula molecular, CH, y los mismos porcentajes de C y de H.

EJEMPLO 9.16 Fórmulas empíricas y moleculares

Conr espectoa c adaf órmulam olecular, proporcional af órmulae mpíricaa propiada.

(a) glucosa,$C_6H_{12}O_6$

(b) agua, H_2O

(c) etilenglicol,u na nticongelante,$C_2H_6O_2$

SOLUCIÓN

(a) Dividel oss ubíndicese ntre6 p arao btener CH_2O.

(b) Laf órmulae mpíricat ambiéne s H_2O.

(c) Dividel oss ubíndicese ntre2 p arao btener CH_3O.

EJERCICIO 9.16

Véanse los problemas 9.59-9.62.

(a) ¿Cuále sl af órmulae mpíricad elp eróxidod eh idrógeno,H_2O_2?

(b) ¿Cuále sl af órmulae mpíricad elb utano,C_4H_{10}?

9.8 Cómo determinar fórmulas empíricas

La fórmula empírica de un compuesto se determina a partir de datos experimentales. Esto es posible si conocemos ya sea la cantidad en gramos de cada elemento que se combina para formar un compuesto en particular, o bien el porcentaje de cada elemento presentee ne lc ompuesto(lac omposicióp orcentual).

Recuerda que la fórmula empírica muestra la razón más simple de los átomos presentes en el compuesto. Las razones atómicas son proporcionales al número de moles de cada tipo de átomo presente. Si podemos establecer el número de moles de cada elemento presente, también podemos calcular las razones de números enteros más simples de los átomos presentes. Este conjunto más simple de números enteros corresponde a los subíndices de la fórmula empírica del compuesto. Estudia los pasos que se describen en los ejemplos siguientes. Los ejemplos 9.17 y 9.18 ilustran la forma de calcular las fórmulas empíricas cuando se conoce ya sea la cantidad en gramos de cada elemento o losp orcentajesd ec adau no.

Conexión con el aprendizaje
Evalúa lo que has comprendido resolviendo los ejercicios y después los problemas que se incluyen al final del capítulo.

EJEMPLO 9.17 Fórmula empírica

Se calentó una muestra de 6.50 g de cromo pulverizado en oxígeno puro. La masa del compuesto que se obtuvo fue de 9.50 g. ¿Cuál es su fórmula empírica?

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Establecel am asad ec adae lementop resentee ne lc ompuesto.

Masa de Cr = 6.50 g (dato)

Masa de O = 9.50g d em asac ombinada − 6.50 g de Cr

= 3.00g d eo xígeno(obtenidap or“ diferencia”)

■ **PASO 2** Convierte los gramos de cada elemento a moles con base en las masas molares.

$$\text{Cr:}\quad 6.50\text{ g Cr} \times \frac{1\text{ mol Cr}}{52.0\text{ g Cr}} = 0.125\text{ mol Cr}$$

$$\text{O:}\quad 3.00\text{ g O} \times \frac{1\text{ mol O}}{16.0\text{ g O}} = 0.188\text{ mol O}$$

Las razones molares aquí obtenidas son iguales a las razones atómicas. Por tanto, podríamos escribir la fórmula empírica como $Cr_{0.125}O_{0.188}$, pero esta forma *no* es aceptable.D ebemose stablecere lc onjuntom ásp equeñod en úmeros *enteros*.

■ **PASO 3** Deduce el conjunto más pequeño de números enteros. Primero, divide el número de moles de cada elemento entre el menor de los dos valores.

$$\text{Cr:}\ \frac{0.125\text{ mol}}{0.125\text{ mol}} = 1.00 \qquad \text{O:}\ \frac{0.188\text{ mol}}{0.125\text{ mol}} = 1.50$$

Si en este punto aparece un valor decimal, como se muestra en este problema, entonces no hemos obtenido el conjunto más pequeño de números enteros, esto es, las razones atómicas. Para eliminar los decimales multiplica ambos valores por el entero más pequeño posible (2, 3, 4 o 5) que dé el conjunto más pequeño de números enteros. En el caso de este problema, necesitamos multiplicar ambos valores por 2 porquee ld ecimald elo xígenoe stáe nm edios.

$$\text{Cr:}\ 1.00 \times 2 = 2 \qquad \text{O:}\ 1.50 \times 2 = 3$$

Laf órmulae mpíricae s Cr_2O_3.

EJERCICIO 9.17

(a) Una muestra de 1.75 g de estaño metálico reaccionó con bromo suficiente para producir un compuesto con una masa de 4.10 g. ¿Cuál es su fórmula empírica?

(b) Una muestra de 1.00 g de estaño metálico reaccionó con 4.27 g de yodo. ¿Cuál es laf órmulae mpírica delc ompuesto?

En el paso 3 del ejemplo 9.17 el valor decimal del oxígeno fue de 1.50. En este caso multiplicamos por 2 porque 1.50 equivale a $1\frac{1}{2}$ o $\frac{3}{2}$. Siempre que el valor decimal aparezca como un múltiplo de 0.50 o $\frac{1}{2}$, podremos eliminar las fracciones multiplicando por 2. De modo análogo, si el valor decimal es un múltiplo de 0.333 o 0.666, el equivalente en fracciones está en tercios. Podemos eliminar los múltiplos de un tercio multiplicando por 3. Asimismo, si el valor decimal es un múltiplo de 0.250 o 0.750, el equivalente en fracciones está en cuartos. Podemos eliminar los múltiplos de un cuarto multiplicando por 4. Por último, si el valor decimal es un múltiplo de 0.20, como 0.40, 0.60, 0.80, y así sucesivamente, el equivalente en fracciones está en quintos. Podemos eliminar los múltiplos de un quinto multiplicando por 5.

En la tabla 9.1 se resumen los valores decimales y sus equivalentes en fracciones simples. Se entiende que un valor calculado de 0.498 o 0.499 se debe probablemente a pequeños errores al redondear los valores y debe tratarse como 0.500. Del mismo modo, los valores de 1.32 y 1.65 deben tratarse como 1.333 y 1.666, respectivamente.

Tabla 9.1 Equivalencias entre decimales y fracciones simples

Valor decimal	Fracción simple	Multiplicada por este entero	Da este número entero	Valor decimal	Fracción simple	Multiplicada por este entero	Da este número entero
0.500	$=\frac{1}{2}$	$\times 2$	1	0.200	$=\frac{1}{5}$	$\times 5$	1
0.333	$=\frac{1}{3}$	$\times 3$	1	0.400	$=\frac{2}{5}$	$\times 5$	2
0.667	$=\frac{2}{3}$	$\times 3$	2	0.600	$=\frac{3}{5}$	$\times 5$	3
0.250	$=\frac{1}{4}$	$\times 4$	1	0.800	$=\frac{4}{5}$	$\times 5$	4
0.750	$=\frac{3}{4}$	$\times 4$	3				

Todos los cálculos para establecer fórmulas empíricas deben efectuarse a tres o cuatro cifras significativas. Un redondeo demasiado prematuro (con menos de tres cifras significativas) puede dar lugar a errores en las razones más simples de números enteros.

El cálculo de fórmulas empíricas también se puede llevar a cabo con base en porcentajes en vez de las masas individuales de los elementos presentes en el compuesto, como se muestra en el ejemplo 9.18. Para ello, conviene utilizar simplemente una muestra de 100.0 g del compuesto y multiplicar cada porcentaje por 100.0 g. Por ejemplo, el 82.7% de 100.0 g es 82.7 g, y el 17.3% de 100.0 g es 17.3 g. De este modo, podemos emplear los porcentajes de igual forma que las masas.

EJEMPLO 9.18 Fórmulas empíricas a partir de porcentajes

El glicerol, una sustancia química que se emplea en lociones para las manos, contiene 39.10% de carbono, 8.77% de hidrógeno y 52.13% de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empíricad elg licerol?

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Si las cantidades se indican como porcentajes, supón que tienes una muestra de 100.0 g del compuesto. Para calcular la masa de cada elemento presente en la muestra, multiplica el porcentaje de cada elemento por 100 g. En 100.0 g de glicerol hay 39.10 g de carbono, 8.77 g de hidrógeno y 52.13 g de oxígeno.
- **PASO 2** Con base en las masas molares, convierte los gramos de cada elemento (paso 1) a moles.

$$\text{C:}\quad 39.10\ \text{g C} \times \frac{1\ \text{mol C}}{12.0\ \text{g C}} = 3.258\ \text{mol C}$$

$$\text{H:}\quad 8.77\ \text{g H} \times \frac{1\ \text{mol H}}{1.01\ \text{g H}} = 8.683\ \text{mol H}$$

$$\text{O:}\quad 52.13\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.0\ \text{g O}} = 3.258\ \text{mol O}$$

Las razones molares aquí obtenidas son iguales a las razones atómicas. Ya sólo hace faltae stablecere lc onjuntom ásp equeñod en úmeros *enteros*.

- **PASO 3** Divide el número de moles de cada elemento entre la menor de las tres cantidadesc alculadas.E ne stec aso,d ividiremose ntre3 .258m ol.

$$\text{C:}\ \frac{3.258\ \text{mol}}{3.258\ \text{mol}} = 1.00 \qquad \text{H:}\ \frac{8.683\ \text{mol}}{3.258\ \text{mol}} = 2.66$$

$$\text{O:}\ \frac{3.258\ \text{mol}}{3.258\ \text{mol}} = 1.00$$

Uno de los valores, 2.66, no es un número entero; está en tercios. Podemos multiplicarlop or3 p arao btenere lc onjuntom ásp equeñod en úmerose nteros.

$$\text{C:}\quad 1.00 \times 3 = 3 \qquad \text{H:}\quad 2.66 \times 3 = 7.98\ \text{u}\ 8.0$$

$$\text{O:}\quad 1.00 \times 3 = 3$$

Laf órmulae mpíricae s $C_3H_8O_3$.

EJERCICIO 9.18

Véanse los problemas 9.63-9.70.

(a) ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 43.66% de fósforo y 56.34%de oxí geno?

(b) ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 11.44% de fósforo y 88.56% de bromo?

9.9 Cómo determinar fórmulas moleculares

Si se conoce la masa molar de un compuesto y su fórmula empírica, se puede establecer la fórmula molecular. Como se explicó en la sección 9.7, tanto el acetileno, C_2H_2, con una masa molar de 26.0 g/mol, como el benceno, C_6H_6, con una masa molar de 78.0 g/mol, tienen la misma fórmula empírica, CH.

El acetileno, C_2H_2, contiene dos unidades de fórmula empírica. Su fórmula molecular contiene dos veces más átomos de C y de H que los que están presentes en la fórmula empírica, y su masa molar es el doble de la masa de la fórmula empírica.

$$\frac{\text{Masa molar del acetileno}}{\text{Masa de la fórmula empírica CH}} = \frac{26.0\ \text{g}}{13.0\ \text{g}}$$

$$= 2 \text{ unidades de fórmula empírica}$$

Ela cetileno,c ond osu nidadesd ef órmulae mpírica,t ienel af órmulam olecularC $_2H_2$.

El benceno tiene una fórmula molecular que contiene seis veces más átomos de C y de H que los que están presentes en la fórmula empírica, y su masa molar es seis veces el peso de la fórmula empírica.

$$\frac{\text{Masa molar del benceno}}{\text{Masa de la fórmula empírica CH}} = \frac{78.0\ \text{g}}{13.0\ \text{g}}$$

$$= 6 \text{ unidades de fórmula empírica}$$

Elb enceno,c ons eisu nidadesd ef órmulae mpírica,t ienel af órmulam olecularC $_6H_6$.

Así pues, podemos calcular el número de unidades de fórmula empírica presentes en la fórmula molecular dividiendo la masa molar de un compuesto entre la masa de su fórmula empírica. La fórmula molecular se establece multiplicando cada subíndice de la fórmula empírica por el número de unidades de fórmula empírica.

Fórmula empírica	×	Númerod eu nidadesd e fórmulae mpírica	=	Fórmulad e lam olécula	
Ejemplos:					
CH	×	2	=	C_2H_2	(acetileno)
CH	×	6	=	C_6H_6	(benceno)
CH_3O	×	2	=	$C_2H_6O_2$	(etilenglicol)

EJEMPLO 9.19 Fórmulas moleculares a partir de fórmulas empíricas

Por medio de un espectrómetro de masas de un laboratorio de química analítica, se encontró que uno de los compuestos presentes en la gasolina tenía una masa molar de 114.0 g/mol. Otro análisis permitió establecer los porcentajes de C y de H en el compuesto, encontrándose que el compuesto tiene la fórmula empírica C_4H_9. ¿Cuál es la fórmula moleculard ee stec ompuesto?

SOLUCIÓN

■ **PASO I** Calcula eln úmerod eu nidadesd ef órmulae mpíricad elc ompuesto.

$$\frac{\text{Masa molar del compuesto}}{\text{Masa de la fórmula empírica } C_4H_9} = \frac{114.0\ \text{g}}{57.0\ \text{g}}$$

$$= 2 \text{ unidades de fórmula empírica}$$

■ **PASO 2** Determinal af órmulam oleculare omos igue.

Fórmula empírica	×	Númerod eu nidadesd e fórmulae mpírica	=	Fórmulad e lam olécula
C_4H_9	×	2	=	C_8H_{18}

Laf órmulam oleculare s C_8H_{18}.

Véanse los problemas 9.71-9.74.

EJERCICIO 9.19

(a) Una sustancia química que se utiliza en la fabricación de alfombras para interiores y exteriores tiene la fórmula empírica CH_2 y una masa molar de 42.0 g/mol. ¿Cuále sl af órmulam oleculard ee stec ompuesto,c uyon ombree sp ropileno?

(b) Una sustancia química presente en el líquido para encender carbón tiene la fórmula empírica CH_2 y una masa molar de 168 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular de esta sustancia?

En el próximo capítulo trabajaremos con varios tipos de reacciones químicas. Más adelante, en el capítulo 11, combinaremos los cálculos descritos en este capítulo con información referente a reacciones químicas específicas (Capítulo 10) para determinar cantidades de sustancias que participan en reacciones químicas.

Resumen del capítulo

Nuestra capacidad para hacer uso de la información química se ve muy limitada hasta que aprendemos a realizar cálculos en los que interviene el mol químico. La suma de las masas atómicas de un compuesto, en unidades de masa atómica, proporciona el peso formular, llamadot ambiénp esom oleculare uandoe lc ompuestot ienee nlacesc ovalentes.

Con el mol se puede contar el número de Avogadro (6.022×10^{23}) de moléculas, átomos, electrones o cualquier otro tipo de unidades formulares. La fórmula química indica la proporción de átomos y la proporción de moles de átomos presentes en el compuesto. La composición porcentual de un compuesto es una lista de los porcentajes, en masa, de cada elementop resentee ne lc ompuesto.

La masa molar de un compuesto es equivalente al peso formular expresado en gramos. La masa molar se emplea como factor de conversión para convertir gramos a moles y viceversa. Si se conoce la masa de un mol de partículas, se puede calcular la masa de cualquier partículau nitariad ividiendol am asad eu nm old ep artículase ntree ln úmerod e Avogadro.

La molaridad, M, de una solución es el número de moles de una sustancia disueltos en agua suficiente para completar un litro de solución. Una vez que se ha preparado una solución con una molaridad específica, se puede calcular el volumen de solución necesario para teneru nn úmeroe specíficod em oleso d eg ramosd es oluto.

$$\text{Volumen (en litros)} \times \frac{\text{Moles}}{\text{Litro}} = \text{Moles de soluto}$$

$$\text{Volumen (en litros)} \times \frac{\text{Moles}}{\text{Litro}} \times \frac{\text{Gramos}}{\text{Mol}} = \text{Gramos de soluto}$$

El volumen, V_1, de una solución de concentracion conocida, C_1, que se necesita para preparar un volumen específico, V_2, de una solución de concentración C_2 por dilución sec alculam ediantel ae cuación

$$V_1C_1 = V_2C_2$$

La razón de números enteros más simple de los átomos de cada elemento presente en un compuesto se le llama fórmula empírica. La fórmula molecular indica el número real de átomos de cada elemento presente en una molécula. La composición porcentual de un compuesto permite calcular la fórmula empírica de éste. Si se conoce la masa molar del compuesto, se puede establecer el número de unidades de fórmula empírica y la fórmula molecular real. La fórmula molecular puede ser igual a la fórmula empírica, o bien un múltiplo entero simple (1, 2, 3, etc.) de la fórmula empírica.

La mejor forma de aprender a resolver problemas como éstos consiste en *practicar* resolviendol osp roblemasq ues ei ncluyena lf inald elc apítulo.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Calculap esosf ormularesy p esos moleculares ec ompuestos.[9.1]
2. Describee lm olq uímicoy e ln úmerod e Avogadro.[9.2]
3. Definel am asam olary c alculam asasm olaresd ec ompuestos.[9.2]
4. Calculal ac omposiciónp orcentuala p artird eu naf órmulaq uímica.[9.3]
5. Convierteg ramosd eu nas ustanciaa m olesy v iceversa.[9.4]
6. Calculal am asad eá tomosy m oléculasi ndividuales.[9.5]
7. Interconviertem asa,m olesy n úmerod eá tomoso i ones.[9.5]
8. Describel ap reparaciónd es olucionesc onc oncentracionesm olares.[9.6]
9. Explical ad iferenciae ntrel as fórmulase mpíricasy l asm oleculares.[9.7]
10. Calculaf órmulase mpíricasy m oleculareesa p artird ed atos.[9.7-9.9]

Términos clave

composiciónp orcentual[9.3]
concentración[9.6]
disolvente [9.6]
fórmulae mpírica[9.7]
fórmulam áss imple[9.7]
fórmulam olecular[9.7]
masam olar[9.2]
mol [9.2]
molar[9.6]
molaridad[9.6]
peso formular[9.1]
peso molecular[9.1]
porcentajee np eso[9.3]
soluto[9.6]

Problemas

Pesosf ormularesy pesosm oleculares

9.1 Describe el uso correcto de los términos “peso formular”y “ pesom olecular”.

9.2 Critica este enunciado: “El peso molecular del KCl es de 74.6 uma.”

9.3 Calculae lp esof ormulard el osc ompuestoss iguientes.

a. $Ca_3(PO_4)_2$ (presentee nl osh uesos)
b. C_2H_5OH,e tanol(alcohole tílico)
c. ácido sulfúrico (la sustancia química que más se fabrica)
d. nitratod em agnesio(seu tiliza enp irotecnia)

9.4 Calculae lp esof ormulard el osc ompuestoss iguientes.

a. $Mg(OH)_2$ (presentee nl a“ leched em agnesia”)
b. $(NH_4)_3PO_4$ (see mpleae nf ertilizantes)
c. hidróxido de calcio (se emplea en el mortero para ladrillos)
d. CH_3COOH,á cidoa cético(presentee ne lv inagre)

Moles ym asas molares

9.5 La fórmula del dióxido de carbono gaseoso es CO_2. Determina

a. la masa de un mol (la masa molar) del CO_2 gaseoso.
b. el número de átomos presentes en una molécula de CO_2 gaseoso.
c. el número total de átomos presentes en un mol de CO_2 gaseoso.
d. la masa de 2.50 mol de CO_2 gaseoso.
e. el número de moles de CO_2 gaseoso que hay en 70.0 g de CO_2 gaseoso.

9.6 Laf órmulad elo xígenog aseosoe sO_2.D etermina

a. la masa de un mol (la masa molar) del oxígeno gaseoso.
b. el número de átomos presentes en una molécula de oxígenog aseoso.
c. el número total de átomos presentes en un mol de oxígenog aseoso.
d. la masa de 2.50 mol de oxígeno gaseoso.
e. el número de moles de oxígeno gaseoso que hay en 70.0g d eo xígenog aseoso.

9.7 La fórmula de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$.D etermina
a. la masa de un mol de glucosa.
b. el número de átomos presentes en una molécula de glucosa.
c. el número total de átomos presentes en un mol de glucosa.
d. la masa de 0.125 mol de glucosa.
e. el número de moles de glucosa que hay en 50.0 g de glucosa.

9.8 La fórmula de la cafeína es $C_8H_{10}N_4O_2$.D etermina
a. la masa de un mol de cafeína.
b. el número de átomos presentes en una molécula de cafeína.
c. el número total de átomos presentes en un mol de cafeína.
d. la masa de 0.125 mol de cafeína.
e. el número de moles de glucosa que hay en 50.0 g de cafeína.

9.9 Con respecto al hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, que se empleae ne lm orterop aral adrillos,d etermina
a. el número de iones calcio, Ca^{2+}, presentes en una unidad formular de $Ca(OH)_2$.
b. el número de iones hidróxido, OH^-, presentes en una unidadf ormulard eC a$(OH)_2$.
c. el número de moles de iones calcio, Ca^{2+}, presentes en 2.50 mol de $Ca(OH)_2$.
d. el número de moles de iones hidróxido, OH^-, presentes en 2.50 mol de $Ca(OH)_2$.

9.10 Con respecto al $(NH_4)_3PO_4$, que se emplea en muchos fertilizantes,d etermina
a. el número de iones amonio, NH_4^+, presentes en una unidadf ormulard e($NH_4)_3PO_4$.
b. el número de iones fosfato, PO_4^{3-}, presentes en una unidadf ormulard e($NH_4)_3PO_4$.
c. tnúmero de moles de iones amonio, NH_4^+, presentes en 0.240 mol de $(NH_4)_3PO_4$.
d. el número de moles de iones fosfato, PO_4^{3-}, presentes en 0.240 mol de $(NH_4)_3PO_4$.

9.11 Con respecto al hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, que se empleae nc iertosa ntiácidos,d etermina
a. el número de iones aluminio presentes en una unidad formular de $Al(OH)_3$.
b. el número de iones hidróxido presentes en una unidadf ormulard e $Al(OH)_3$.
c. el número de moles de iones aluminio presentes en 0.222 mol de $Al(OH)_3$.
d. el número de moles de iones hidróxido presentes en 0.222 mol de $Al(OH)_3$.

9.12 Con respecto al fosfato de sodio, Na_3PO_4, que se emplea en la fabricación de papel y textiles y para limpiar superficiesq ues ev ana p intar,d etermina
a. el número de iones sodio presentes en una unidad formulard eN a_3PO_4.
b. el número de iones fosfato presentes en una unidad formulard eN a_3PO_4.
c. el número de moles de iones sodio presentes en 0.130 mol de Na_3PO_4.
d. el número de moles de iones fosfato presentes en 0.130 mol de Na_3PO_4.

Cálculosd ec omposición

9.13 ¿Cuántos gramos de nitrógeno contiene un fertilizante para pasto por cada 1000 g de $(NH_4)_3PO_4$ presentes en él?

9.14 ¿Cuántos gramos de fósforo contiene un fertilizante para pasto por cada 1000 g de $(NH_4)_3PO_4$ presentes en él?

9.15 ¿Cuántos gramos de iones Na^+ contiene una muestra de 10.0 g de NaCl (sal común)?

9.16 ¿Cuántos kilogramos de Cu se pueden obtener de cada 10.0 kg de mena de Cu_2S?

9.17 ¿Cuántos kilogramos de Zn se pueden obtener de cada 10.0 kg de mena de Zn_2SiO_4?

9.18 ¿Cuántos kilogramos de Pb se pueden obtener de cada 10.0 kg de mena de PbS (llamada galena)?

9.19 ¿Cuál es la composición porcentual (en masa) del amoniacog aseoso,N H_3?

9.20 ¿Cuál es la composición porcentual (en masa) del sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$?

9.21 ¿Cuál es la composición porcentual (en masa) del nitrato de amonio, NH_4NO_3?

9.22 ¿Cuál es la composición porcentual (en masa) de la urea, N_2H_4CO?

9.23 Todos los compuestos mencionados en los problemas del 9.19 al 9.22 se emplean como fertilizantes. ¿Cuál de ellos tiene el mayor porcentaje (en masa) de nitrógeno?

9.24 ¿Cuál compuesto, el fosfato de amonio o el fosfato de calcio,t ienee lm ayorp orcentaje(enm asa)d ef ósforo?

9.25 El sulfato de hierro(II), $FeSO_4$, se puede emplear como complementod eh ierroe nl ad ieta.D etermina
a. el porcentaje en masa de hierro en el $FeSO_4$.
b. la cantidad de hierro en miligramos que contiene una tableta con 500. mg de $FeSO_4$.

9.26 El carbonato de calcio, $CaCO_3$, se puede emplear como complementod ec alcioe nl ad ieta.D etermina
a. el porcentaje en masa de calcio en el $CaCO_3$.
b. la cantidad de calcio en miligramos que contiene una tableta con 500. mg de carbonato de calcio.

Conversionese ntrem asa y moles

9.27 Conviertea m olesl asc antidadess iguientes.
a. 10.0 g de Fe
b. 10.0 g de Fe_2O_3
c. 92.0 g de etanol, C_2H_5OH
d. 92.0 g de oro

9.28 Conviertea m olesl asc antidadess iguientes.
a. 44.0 g de H_2O
b. 44.0 g de CO_2
c. 90.0 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$
d. 90.0 g de H_2 gaseoso

9.29 ¿Cuántos gramos hay en cada una de las muestras siguientes?
a. 0.800 mol de Fe
b. 0.800 mol de Fe_2O_3
c. 1.50 mol de etanol, C_2H_5OH
d. 1.50 mol de oro

9.30 ¿Cuántos gramos hay en cada una de las muestras siguientes?
a. 1.50 mol de H_2O
b. 1.50 mol de CO_2
c. 0.750 mol de glucosa, $C_6H_{12}O_6$
d. 0.750 mol de H_2 gaseoso

Cálculosc one ln úmero deA vogadro

9.31 ¿Cuál es la masa (en gramos) de un átomo de carbono?

9.32 ¿Cuál es la masa (en gramos) de un átomo de oro?

9.33 ¿Cuál es la masa (en gramos) de un átomo de nitrógeno?

9.34 ¿Cuál es la masa (en gramos) de un átomo de plata?

9.35 ¿Cuál es la masa (en gramos) de una molécula de dióxido dec arbono?

9.36 ¿Cuál es la masa (en gramos) de una molécula de pentóxidod ed initrógeno,N_2O_5?

9.37 ¿Cuál es la masa (en gramos) de una molécula de aspirina,$C_9H_8O_4$?

9.38 ¿Cuál es la masa (en gramos) de una molécula de alcohole tílico,C_2H_5OH?

9.39 Se encontró que la masa de una sola gota de agua es de 0.0500 g. ¿Cuántas moléculas de agua contiene esta gota?

9.40 Dos cristales de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar de mesa), tienen una masa de 0.0012 g. ¿Cuántas moléculas de sacarosac ontienee sta muestra?

9.41 ¿Cuántos iones hidróxido se encuentran en solución a partir de 1.00 mg de $Al(OH)_3$, que se emplea como antiácido?

9.42 ¿Cuántos iones hidróxido se encuentran en solución a partir de 1.00 mg de $Mg(OH)_2$, que se emplea como antiácido?

9.43 ¿Cuántos iones cloro hay en una muestra de 1.50 g de $CaCl_2$?

9.44 ¿Cuántos iones nitrato hay en una muestra de 1.50 g de $Cr(NO_3)_3$?

9.45 ¿Cuántas moléculas hay en 1.00 mg de vitamina C, $C_6H_8O_6$?

9.46 ¿Cuántas moléculas hay en 1.00 mg de aspirina, $C_9H_8O_4$?

Molaridad

9.47 ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio, KNO_3, se necesitan para preparar 500. mL de una solución 0.100 M? ¿Cómop repararíase stas olución?

9.48 ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, se necesitan para preparar 250. mL de una solución 0.100 M? ¿Cómo prepararías esta solución?

9.49 ¿Cuántos gramos de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, se necesitan para preparar 250. mL de una solución 0.150 M? Describe cómo preparar esta solución.

9.50 ¿Cuántos gramos de $Mg(OH)_2$ se necesitan para preparar 500. mL de una solución 1.25 M? Describe cómo preparare stas olución.

9.51 ¿Cuántos mililitros de una solución de glucosa 0.150 M (Problema 9.49) se deben emplear para obtener 2.00 g de glucosa?

9.52 ¿Cuántos mililitros de una solución de $Mg(OH)_2$ 1.25 M (Problema 9.50) se deben emplear para obtener 5.00 g de $Mg(OH)_2$?

9.53 ¿Cuántos mililitros de una solución de glucosa 0.150 M se deben emplear para obtener 500. mg de glucosa?

9.54 ¿Cuántos mililitros de una solución de $Mg(OH)_2$ 1.25 M se deben emplear para obtener 250. mg de $Mg(OH)_2$?

Dilución

9.55 ¿Cuántos mililitros de una solución de ácido clorhídrico concentrado 12.0 M se necesitan para preparar 2.00 L de una solución 0.100 M? Describe cómo se debe hacer esta dilución.

9.56 ¿Qué cantidad de una solución de ácido sulfúrico 6.00 M se necesita para preparar 500 mL de una solución 1.50 M? Describe cómo se debe hacer esta dilución.

9.57 ¿Cuántos litros de solución blanqueadora comercial al 5.25% deben emplearse para preparar 50.0 L de solución blanqueadora al 1.00%, que se utilizará para limpiary d esinfectarp isos?¿ Cómoh aríase stad ilución?

9.58 ¿Cuántos mililitros de una solución de peróxido de hidrógeno, H_2O_2, al 10.0% se necesitan para preparar 2.00 L de una solución al 3.00%, que puede emplearse como antiséptico? ¿Cómo harías esta dilución?

Fórmulas empíricas yf órmulasm oleculares

9.59 Escribe la fórmula empírica de los compuestos siguientes.
a. C_8H_{18},o ctano(componented e lag asolina)
b. $C_{12}H_{22}O_{11}$,s acarosa(azúcard em esa)
c. Hg_2Cl_2
d. $CaCl_2$

9.60 Escribe la fórmula empírica de los compuestos siguientes.
a. $C_{20}H_{42}$,p resentee nl ap arafina
b. C_2H_4,e teno(see mpleap araf abricarp olietileno)
c. $C_3H_8O_3$,g licerol
d. $C_{10}H_{22}$,d ecano

9.61 Determina la fórmula molecular correcta a partir de la fórmula empírica y el peso formular de cada compuesto.
a. CH_2, P.F. = 84.0 uma
b. CH_2O, P.F. = 60.0 uma
c. $C_3H_4O_3$ (vitamina C), P.F. = 176 uma
d. BH_3, P.F. = 27.7 uma

9.62 Determina la fórmula molecular correcta a partir de la fórmula empírica y el peso formular de cada compuesto.
a. CH_3, P.F. = 30.0 uma
b. CH_2, P.F. = 56.0 uma
c. C_5H_7N (nicotina), P.F. = 81.0 uma
d. P_2O_5, P.F. = 284 uma

9.63 ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto, que contiene 18.6 mg de fósforo y 12.6 mg de nitrógeno?

9.64 ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto, que contiene 18.6 g de fósforo y 14.0 g de nitrógeno?

9.65 ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 35.6% de fósforo y 64.4% de azufre?

9.66 ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 43.7% de fósforo y 56.3% de azufre?

9.67 ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 36.84% de nitrógeno y 63.16% de oxígeno?

9.68 ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 63.64% de nitrógeno y 36.36% de oxígeno?

9.69 Una fibra de acrilonitrilo, cuyo nombre comercial es Orlón, contiene 67.89% de C, 5.71% de H y 26.40% de N.¿ Cuále ss uf órmulae mpírica?

9.70 El poli(cloruro de vinilo), PVC (por sus siglas en inglés), es un plástico con el que se hacen tarjetas de crédito, tubos de plástico para drenaje y revestimientos exteriores de casas. Contiene 38.40% de C, 4.80% de H y 56.80% de Cl. ¿Cuál es su fórmula empírica?

9.71 La hidracina es una sustancia química que se emplea eno casionesc omoc ombustiblep arac ohetes.C ontiene 87.5% de nitrógeno y 12.5% de hidrógeno, y su peso moleculare sd e3 2.0.D etermina
a. laf órmulae mpíricad elc ompuesto.
b. laf órmulam oleculard elc ompuesto.

9.72 Se encontró que una sustancia química presente en el vinagre tiene 40.0% de carbono, 6.67% de hidrógeno y 53.3% de oxígeno, y un peso molecular de 60.0. Determina
a. laf órmulae mpíricad elc ompuesto.
b. laf órmulam oleculard elc ompuesto.

9.73 Se encontró que un compuesto con un peso molecular de 98.0 contiene 24.49% de carbono, 4.08% de hidrógenoy 7 2.43%d ec loro.D etermina
a. laf órmulae mpíricad elc ompuesto.
b. laf órmulam oleculard elc ompuesto.

9.74 Se encontró que un ácido orgánico con un peso molecular de 88.0 contiene 54.55% de carbono, 9.09% de hidrógeno y 36.36% de oxígeno. Determina
a. laf órmulae mpíricad elc ompuesto.
b. laf órmulam oleculard elc ompuesto.

Estudiantes en *acción*

Galería de cantidades químicas

Lleva a cabo la siguiente actividad para que puedas familiarizarte con las cantidades químicas. Ahora serás tú quien le muestre a tus compañeros el significado físico de éstas.

Materiales y sustancias

- Agua destilada
- Sulfato de cobre(II) pentahidratado
- Permanganato de potasio
- Cloruro de potasio
- Dicromato de potasio
- Cámara fotográfica (puede ser la de un teléfono celular)
- 1 probeta de 20 mL
- 1 matraz volumétrico de 250 mL
- 5 matraces volumétricos de 25 mL
- 4 vidrios de reloj
- 1 cristalizador
- Espátulas
- 1 balanza analítica o electrónica

Procedimiento

1. Prepara 1 mol de agua líquida. Realiza los cálculos correspondientes tomando en cuenta la masa molar y su densidad. Muéstralo en una probeta de 10 mL. Tómale una fotografía y guárdala. En una hoja, elabora un letrero como el que se presenta a continuación.

1 mol de H_2O, una molécula con enlaces covalentes, tiene una masa de 18 g.

Contenido
6.022×10^{23} moléculas, constituidas por:
$2(6.022 \times 10^{23})$ átomos de hidrógeno
6.022×10^{23} átomos de oxígeno

2. Prepara 1 mol de sulfato de cobre(II) pentahidratado, realiza los cálculos correspondientes tomando en cuenta la masa molar, sus hidratos y colócalo en un cristalizador. Tómale una fotografía y guárdala. Elabora para ella un letrero como el señalado en el punto anterior.
3. Prepara 1 mol de permanganato de potasio, realiza los cálculos correspondientes tomando en cuenta la masa molar y colócalo en un cristalizador. Tómale una fotografía. Para el pie de figura, haz un letrero como en el punto 1.
4. Prepara 250 mL de una disolución 1 M de cloruro de potasio. Realiza los cálculos correspondientes y preséntala en un matraz volumétrico. Tómale una fotografía al sólido antes de disolver y otra cuando ya está en el matraz volumétrico. Elabora un letrero en el que indiques la masa de cloruro de potasio, los moles de iones potasio y los moles de iones cloruro que ocupaste para preparar la disolución anterior.
5. Diluciones. Prepara 25 mL de una disolución de dicromato de potasio 1.00 M. Después, prepara cinco disoluciones más, por el método de dilución, las concentraciones son:

   a) 1×10^{-1} M
   b) 1×10^{-2} M
   c) 1×10^{-3} M
   d) 1×10^{-4} M
   e) 1×10^{-5} M

   Prepara las disoluciones en 5 matraces volumétricos de 25 mL.

   Tómales una fotografía y diseña un letrero con los cálculos que hiciste para obtener las diferentes concentraciones.

Nota: el tipo de compuestos puede variar de acuerdo con la disponibilidad en el laboratorio. Consulta con tu profesor si considera pertinente cambiar alguno. Recuerda que el objetivo de la actividad es apreciar las cantidades químicas de forma tangible, para dejar de verlas sólo como números abstractos.

Exposición

Organiza tu material para presentar tu galería. Adicionalmente, deberás hacer lo siguiente.

a) Explica el procedimiento que seguiste para preparar lo indicado para cada sustancia, las diferencias entre 1 mol de moléculas de agua y 1 mol de unidades fórmulas de los distintos compuestos unidos por enlaces iónicos ($CuSO_4.5H_2O$ y $KMnO_4$).

b) Explica cómo preparaste la disolución de KCl cuya concentración es 1 M (1 mol/L) y las diluciones del $K_2Cr_2O_7$, incluyendo las razones por las que el procedimiento de dilución se hace a partir de una disolución más concentrada a una más diluida. Para cerrar, agrega algunos casos de la vida cotidiana, en los que tener la concentración exacta de la sustancia (compuesto, elemento, iones) es vital.

Elige cualquiera de estas opciones para la exposición:

Tipo I. Presentación. Integra las fotografías y los letreros en diapositivas y destina algunas para la información de los incisos a) y b).

Tipo II. Cartel. Pega tus fotografías en un cartel y prepara una exposición oral en la que incluyas la información solicitada.

Tipo III. Exposición física en el laboratorio. Organízala en el laboratorio, muestra todos los materiales que empleaste y comenta a tus compañeros la información indicada.

Recuerda que en cualquiera de las opciones deberás incluir o presentar el letrero con la cantidad de átomos, iones, moléculas y cálculos, según el caso.

capítulo 10

Reacciones químicas

CONTENIDO

10.1 Reacciones químicas y ecuaciones químicas

10.2 Lo que nos dicen las ecuaciones químicas balanceadas

10.3 Cómo escribir y balancear ecuaciones químicas

10.4 Clasificación de las reacciones

10.5 Combustión

10.6 Reacciones de síntesis (combinación)

10.7 Reacciones de descomposición

10.8 Reacciones de los metales

10.9 Reacciones de los no metales

10.10 Reacciones de doble sustitución

10.11 Ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas

10.12 Neutralización: una reacción de doble sustitución

Esta vigorosa reacción del óxido de hierro(III) con aluminio pulverizado, conocida como reacción de termita, produce hierro fundido al mismo tiempo que libera una cantidad considerable de calor. Esta reacción se utilizó para soldar rieles durante la construcción de ferrocarriles en el viejo Oeste.

Cuando se conduce un automóvil, se libera energía al momento que la gasolina se combina de forma explosiva con oxígeno gaseoso para producir dióxido de carbono y vapor de agua. Éste es un ejemplo de un cambio químico, o reacción química común, muy importante (Fig. 10.1a). Durante una compleja serie de reacciones que se llevan a cabo dentro de las células de tu organismo, la glucosa y otros carbohidratos de los alimentos se consumen (metabolizan) conforme reaccionan con oxígeno para producir dióxido de carbono y vapor de agua, que exhalas al respirar (Fig. 10.1b). Estos dos ejemplos muestran cómo ciertas sustancias desaparecen y otras se producen durante las reacciones químicas.

Las dos reacciones se asemejan en varios aspectos. En ambos casos, un compuesto que contiene carbono reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. Ya sea en el interior del cuerpo humano, en un motor de automóvil o al aire

(a)

(b)

Figura 10.1 (a) Las reacciones químicas nos llevan de un lugar a otro.
Gasolina + Oxígeno ⟶ Dióxido de carbono + Agua
(b) Durante el metabolismo, los carbohidratos reaccionan con oxígeno y producen dióxido de carbono y agua, la cual es visible cuando hace frío.

libre, las sustancias reaccionan para producir otras sustancias nuevas. Una vez que entendemosl oq ueo curre,e ncontramosq uel asr eaccioness onp redecibles.

En toda reacción química no se crean ni se destruyen átomos; los que están presentes se reorganizan para formar sustancias diferentes. En todos los casos, la materia se conserva y la masa total no cambia ▮.

▮ Conexión con el aprendizaje
Recuerda la ley de conservación de la masa (Sección 2.6).

Para escribir ecuaciones químicas de reacciones como las que se han descrito, antes es necesario familiarizarse con las fórmulas químicas y lo que éstas representan. En el capítulo 6 se presentaron las fórmulas químicas, de las que se hará un uso extenso en estec apítulo ▮.

▮ Conexión con el aprendizaje
Si te resulta difícil escribir fórmulas químicas, repasa el capítulo 6 antes de intentar escribir ecuaciones químicas.

10.1 Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Se producen **reacciones químicas** cuando las sustancias sufren cambios fundamentales de identidad; se consume una o más sustancias al mismo tiempo que se forma una o más sustancias. La combustión de la gasolina y de la glucosa son ejemplos de este fenómeno. A las sustancias presentes al inicio de la reacción, es decir, los materiales de partida, se les llama **reactivos**. Las sustancias que la reacción *produce* se conocen como **productos**.

Las **ecuaciones químicas** sirven para representar, de forma simbólica, lo que ocurre durante la reacción. La *reacción* de la glucosa (un azúcar) con oxígeno durante el metabolismo para producir dióxido de carbono y agua se puede escribir como una *ecuacióng uímica* con palabraso c ons ímbolos(fórmulasq uímicas).

$$\text{Glucosa} + \text{Oxígeno} \longrightarrow \text{Dióxidod ec arbono} + \text{Agua}$$

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2(g) \longrightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(g)$$

Los reactivos, o materiales de partida, se muestran en el lado izquierdo de la ecuación, separados por un signo de más (+). Los productos se indican en el lado derecho de la ecuación. Una flecha (⟶) que se lee **como** o **produce**, separa los reactivos de los productos. La reacción de la glucosa con oxígeno *produce* dióxido de carbono y agua. La ecuación química se puede escribir con palabras; sin embargo, la ecuación escrita con fórmulasq uímicasp roporcionam ucham ási nformación.

Las reacciones químicas que hasta aquí se han descrito fueron elegidas porque conciernen a procesos muy conocidos. Más adelante escribiremos ecuaciones químicas de reaccionesm uchom enosc onocidas,a unquen om enosi mportantes.

En las ecuaciones químicas se suelen emplear símbolos especiales para proporcionar información específica acerca de las sustancias participantes o sobre las condiciones de la reacción. Las sustancias que existen en estado gaseoso en el momento de la reacción se designan mediante una (**g**) colocada inmediatamente después de la fórmula, como se mostró en el caso de los gases de la ecuación de combustión de la glucosa. Los símbolos (**s**) y (**l**) sirven para identificar sólidos y líquidos, respectivamente. Una sustancia disuelta en agua, que forma por tanto lo que se conoce como una **solución acuosa**, se identifica en la ecuación mediante el símbolo (**ac**).

En ciertos casos se agrega una sustancia para acelerar una reacción que de otra manera se llevaría a cabo con lentitud, o que incluso podría no ocurrir. Esta sustancia, llamada **catalizador**, se muestra encima de la flecha, y no se consume durante la reacción. Las enzimas son catalizadores especiales que el cuerpo humano elabora y utiliza en todas y cada una de las reacciones que se llevan a cabo durante el metabolismo.

10.2 Lo que nos dicen las ecuaciones químicas balanceadas

Una reacción se puede representar mediante una ecuación expresada en palabras para indicar la identidad de reactivos y productos, pero la ecuación química, que emplea símbolos, proporciona esta información y también las fórmulas y las cantidades proporcionales de las sustancias participantes. Como se puede ver en la ecuación de combustión de la glucosa (Sec. 10.1), la ecuación química resume, de forma simbólica, lo que estáo curriendo.

Por desgracia, la ecuación química no dice todo lo que uno querría saber acerca de una reacción. No indica con qué rapidez se lleva a cabo la reacción. Ésta podría avanzar, por ejemplo, con tanta lentitud como el enmohecimiento del hierro, o bien con la rapidez suficiente para constituir una explosión. La ecuación básica no indica cuánto calor, luz o cualquier otra forma de energía se desprende o es necesaria para que la reacción ocurra. Tampoco describe la apariencia de los reactivos ni de los productos durante la reacción; ni siquiera indica si, de hecho, la reacción se lleva a cabo.

En el nivel atómico

Para entender lo que ocurre en efecto durante una reacción, resulta útil visualizar lo que sucede en el nivel molecular o atómico. Una ecuación química contiene gran cantidad de información de este tipo. Por ejemplo, el magnesio metálico arde en oxígeno y produce un polvo blanco: óxido de magnesio (Fig. 10.2). En el nivel átómico y molecular, estae cuación

$$2\ Mg + O_2(g) \longrightarrow 2\ MgO$$

indica con fórmulas el hecho de que dos átomos de magnesio reaccionan con una molécula de oxígeno gaseoso para producir dos unidades formulares de óxido de magnesio. (No se debe decir *moléculas* de óxido de magnesio porque los enlaces son más iónicos que covalentes.)

2 átomos de Mg + 1m oléculad eO$_2$ ⟶ 2u nidadesf ormularesd eM gO

La Fig. 10.3 ayuda a visualizar lo que ocurre en el nivel atómico. En una reacción química ningún átomo se gana ni se pierde; la materia se conserva. Por tanto, en una **ecuación química balanceada** el número de átomos de cada elemento representados como reactivos y como productos debe ser el mismo; los átomos están *balanceados*.

Ahora procedamos a aumentar la escala de las proporciones por un factor de 12. Doce objetos constituyen una docena; por tanto, podemos emplear docenas para escribirl asc antidadesd er eactivosy p roductos.

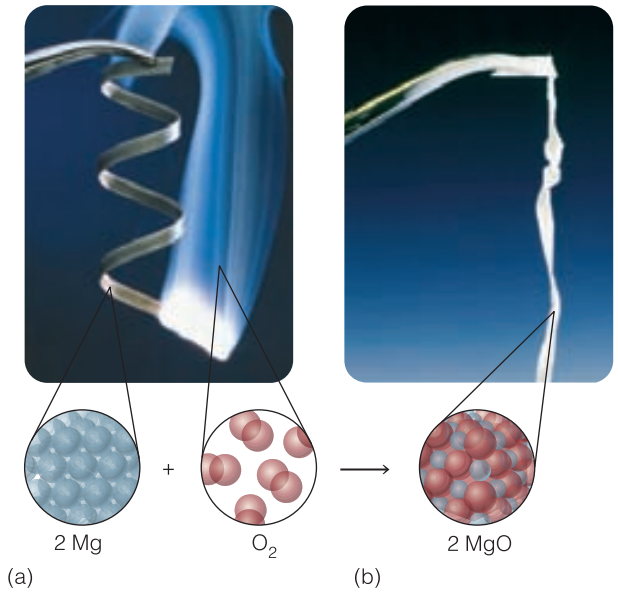


Figura 10.2 El magnesio metálico arde en oxígeno para producir óxido de magnesio.

2 docenas de átomos de Mg + 1d ocenad em oléculasd eO $_2$ ⟶ 2d ocenas deu nidadesf ormularesd eM gO

Estas cantidades son demasiado pequeñas para verlas, así que usemos ahora un millón comof actor:

2 millones de átomos de Mg + 1 millón de moléculas de O_2 ⟶ 2m illones deu nidadesf ormularesd eM gO

Incluso este gran número de átomos o de unidades formulares es demasiado pequeño para verlo a simple vista, así que aumentemos la escala de la reacción utilizando 6.022×10^{23} como factor; las proporciones son las mismas. Puesto que 6.022×10^{23} es el número de partículas unitarias que hay en un mol, del mismo modo que 12 es el númerod eo bjetosq ueh acenu nad ocena,p odemose scribir

2 mol de Mg + 1 mol de O_2 ⟶ 2 mol de MgO

Al utilizar moles, tenemos cantidades que se pueden ver y pesar. Aunque los números de partículas unitarias, o *moles* de partículas unitarias, guardan entre sí proporciones simples de números enteros, no ocurre lo mismo con las proporciones de las masas. Así como la masa de una docena de pelotas de ping pong es diferente de la masa de una docena de pelotas de golf, la masa de un mol de Mg difiere de la masa de un mol de O_2. Estas masas son las masas molares que estudiamos en el capítulo 9. Dado que un mol de Mg tiene una masa de 24.3 g; un mol de O_2, una masa de $2 \times 16.0 = 32.0$ g; y un mol MgO, una masa de $24.3 + 16.0 = 40.3$ g, podemos escribir las ecuaciones siguientes, donde se muestra que la masa antes de la reacción es igual a la masa después de ella.

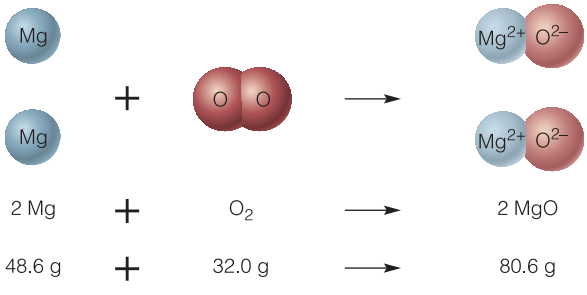


Figura 10.3 Dos átomos de magnesio reaccionan con una molécula de oxígeno gaseoso para producir dos unidades formulares de óxido de magnesio. No se crea ni se destruye materia.

$$2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$$
$$2(24.3\ g) + 32.0\ g \longrightarrow 2(40.3\ g)$$
$$48.6\ g + 32.0\ g \longrightarrow 80.6\ g$$
$$80.6\ g = 80.6\ g$$

Cadae cuacióni ndical asp roporcionesd em asay d en úmerod ep artículasu nitarias.

La masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos (Fig. 10.4). Esto concuerda con la *ley de conservación de la masa*: no se crean ni se destruyen átomos, y tampoco se crea ni se destruye masa. La ecuación balanceada representa todas estas relaciones.

10.3 Cómo escribir y balancear ecuaciones químicas

Partamos de la ecuación química de la reacción que se lleva a cabo cuando una chispa enciende una mezcla de hidrógeno y oxígeno gaseosos y se produce agua y la energía suficiente para producir un fuerte estallido (Fig. 10.4) o impulsar un transbordador espacial (Fig. 10.5). *Primero se deben escribir las fórmulas* correctas de los reactivos y productos. Si se desea se puede identificar el hidrógeno y el oxígeno como gases (g). Estoe s opcional.

Conexión con el aprendizaje
Recuerda que el H_2 y el O_2 son gases diatómicos.

$$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \quad (noe\ stába\ lanceada)$$

El número de átomos de esta ecuación no está balanceado (Fig. 10.6). Los reactivos muestran dos átomos de oxígeno (como O_2), y no aparece más que un átomo de oxígeno en los productos (en el H_2O). Para balancear los átomos de oxígeno se debe colocar el número dos antes de la fórmula del agua (Fig. 10.7).

$$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l) \quad (noe\ stába\ lanceada)$$

Este número indica que se producen *dos moléculas* de agua por cada molécula de oxígeno que reacciona. El número que se coloca antes de una fórmula química en una ecuación recibe el nombre de **coeficiente**. El coeficiente que precede a una fórmula es una instrucción de multiplicar todo lo que hay en la fórmula por ese número. Cuando no aparece ningún número, se sobreentiende que el coeficiente es 1. Al duplicar el H_2O, hemos representado dos átomos de oxígeno y cuatro átomos de hidrógeno. Pero la ecuación de este ejemplo aún no está balanceada.

Figura 10.4 Al encender una mezcla de hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso 2:1 se produce un estallido acompañado de una fuerte detonación.

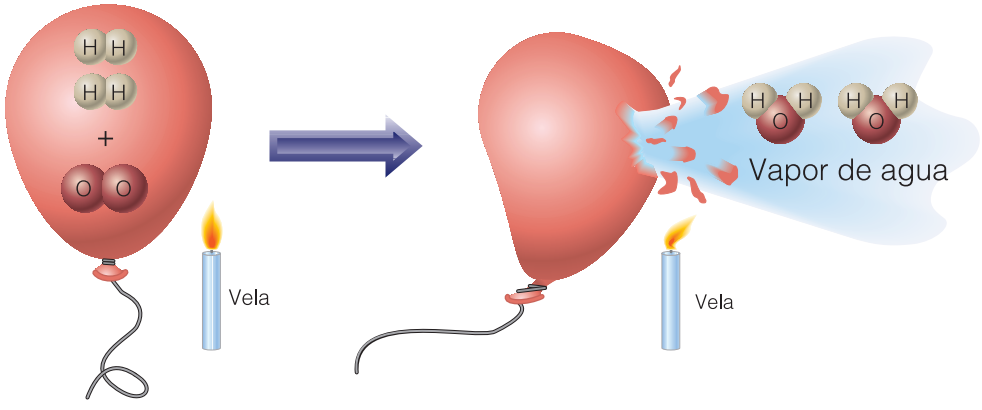


Figura 10.5 El principal combustible que emplean los motores del transbordador espacial es el hidrógeno. Los tanques individuales de 8 metros de diámetro y 40 metros de largo transportan 1440 m^3 de hidrógeno líquido y 530 m^3 de oxígeno líquido para el transbordador.

Para balancear los átomos de hidrógeno, se debe colocar el coeficiente 2 antes de H_2.

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l) \quad \text{(balanceada)}$$

Ahora aparecen cuatro átomos de hidrógeno y también dos átomos de oxígeno representados en ambos lados de la ecuación. La ecuación está *balanceada* (Fig. 10.8). Comprueba siempre que la ecuación esté balanceada contando y comparando los átomos de cadae lementoc omor eactivosy c omop roductos.

Conteo de átomos	
Átomos de reactivos	**Átomos de productos**
4 H	4 H
2 O	2 O

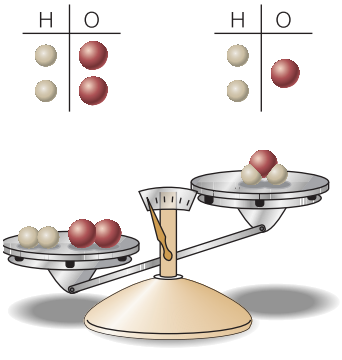


Figura 10.6
$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$
(no está balanceada)

La ecuación balanceada muestra que no se crean ni se destruyen átomos.

Conexión con el aprendizaje
Cuando una ecuación está balanceada
- el número de átomos como reactivos y como productos no cambia.
- las masas de los reactivos y de los productos son iguales.
- no se crean ni se destruyen átomos ni masas.

Si hubiésemos intentado balancear la ecuación modificando el subíndice del oxígeno del agua, la ecuación *parecería* estarb alanceada

$$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O_2(l) \quad (\textit{¡unc ambiod es ignificado!})$$

pero no significaría "el hidrógeno reacciona con oxígeno para formar *agua*". La fórmula H_2O_2 representa el *peróxido de hidrógeno*, una sustancia por completo diferente. Por consiguiente, para balancear una ecuación química *no podemos alterar los subíndices* de las fórmulas porque eso cambiaría las sustancias representadas y también el significado de la ecuación. En cambio, la ecuación se balancea, como ya se explicó, modificando los coeficientesp arar epresentarl asp roporcionesc orrectasd es ustanciase nl ar eacción.

Unae cuaciónq uímican oe stác ompletae nt anton oe stéb alanceada.

Una de las mejores formas de aprender algo nuevo consiste en intentar hacerlo uno mismo. Resuelve los ejemplos y ejercicios que siguen para tener la seguridad de que si-

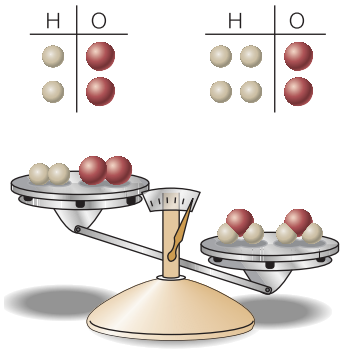


Figura 10.7
$H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$
(no está balanceada)

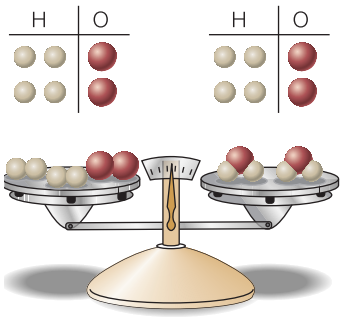


Figura 10.8
$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$
La ecuación está balanceada.
Se conserva la masa.

gues los procesos mentales que permiten balancear ecuaciones. Se harán sugerencias a lol argod elc aminop araf acilitartee lb alanceod ev ariost iposd ee cuaciones.

EJEMPLO 10.1 Balanceo de ecuaciones sencillas

Balancea la ecuación química siguiente de la reacción de nitrógeno gaseoso con hidrógenog aseosop arap roducira moniacog aseoso,N H_3.

$$N_2(g) + H_2(g) \longrightarrow NH_3(g) \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

SOLUCIÓN La ecuación muestra dos átomos de hidrógeno a la izquierda y tres a la derecha. El mínimo común múltiplo de 2 y 3 es 6. Por tanto, seis es el menor número de átomos de hidrógeno que podemos tener como reactivos y como productos. Se necesitan tres moléculas de hidrógeno y dos de NH_3.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g) \quad \text{(balanceada)}$$

Ahora debemos comprobar que la ecuación está balanceada contando los átomos de cadat ipo presentesc omor eactivosy c omop roductos.

Conteo de átomos

Átomos de reactivos	Átomos de productos
2 N	2 N
6 H	6 H

Al balancear el número de átomos de hidrógeno, también se ha balanceado el número deá tomosd en itrógeno.L ae cuacióne ompletae stáb alanceada(Fig.1 0.9).

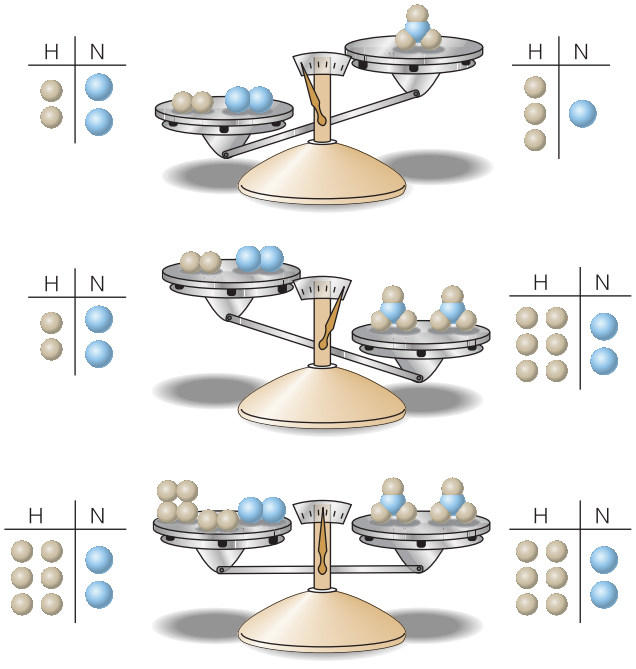


Figura 10.9 Para balancear la ecuación de la reacción del $H_2(g)$ con el $N_2(g)$, primero coloca las fórmulas correctas de los reactivos a la izquierda y la fórmula correcta del amoniaco, que es el producto, a la derecha. Si se duplica la cantidad de $NH_3(g)$ a la derecha y se triplica el $H_2(g)$ a la izquierda, la ecuación quedará balanceada con dos átomos de nitrógeno y seis átomos de hidrógeno en cada lado. La ecuación balanceada se escribe así: $N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$.

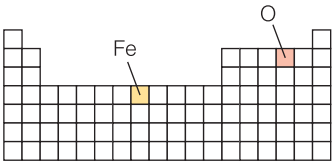


Figura 10.10 La herrumbre se forma en virtud del proceso de oxidación que se lleva a cabo cuando el hierro reacciona lentamente con el oxígeno gaseoso del aire.

EJERCICIO 10.1

(a) Balancea la ecuación química de la reacción del calcio metálico con oxígeno gaseosop arap roducir óxidod ec alcio.

$$Ca + O_2(g) \longrightarrow CaO \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

(b) El monóxido de carbono gaseoso, CO(g), reacciona con el oxígeno gaseoso, $O_2(g)$, para dar dióxido de carbono. Escribe una ecuación balanceada de esta reacción.

EJEMPLO 10.2 Escritura y balanceo de ecuaciones químicas

Escribe y balancea una ecuación de la reacción de enmohecimiento del hierro; la ecuación debe mostrar que el hierro reacciona con oxígeno para producir óxido de hierro(III), la herrumbre (Fig. 10.10).

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Escribe la ecuación química no balanceada con las fórmulas correctas de losr eactivosy p roductos.L asf órmulasq uímicasn os ei ndicane ne le nunciado.

$$Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

- **PASO 2** Balancea la ecuación con los coeficientes apropiados. Se recomienda no comenzar por un elemento que esté solo, como el hierro en este caso, pues será fácil encargarse de él más tarde, después de balancear los demás elementos. En vez de ello, cuenta el número de átomos de oxígeno que hay en cada lado. Con dos átomos de oxígeno a la izquierda y tres a la derecha, el múltiplo más pequeño es seis. Por tanto, se puede balancear el oxígeno aplicando un coeficiente de 3 al O_2 y un coeficiente de 2 al Fe_2O_3.

$$Fe + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

El oxígeno ya está balanceado, pero no los átomos de hierro. Los cuatro átomos de hierro que aparecen a la derecha se balancean colocando un coeficiente de 4 antes del Fe del ai zquierda.

$$4\,Fe + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 \quad \text{(balanceada)}$$

Un "conteo de átomos" muestra que hay el mismo número de átomos de cada clase

Conteo de átomos	
Reactivos	**Productos**
4 Fe	4 Fe
6 O	6 O

en ambos lados de la ecuación, con lo que ésta queda balanceada.

EJERCICIO 10.2

(a) Cuando el aluminio metálico se oscurece al paso del tiempo, ello se debe a que el aluminio reacciona con el oxígeno para formar óxido de aluminio, Al_2O_3, que es opaco.E scribey b alanceau nae cuación dee star eacción.

(b) La reacción de termita que se ilustra en la fotografía con la que se inicia el capítulo libera una cantidad enorme de energía. Escribe y balancea la ecuación química de esta reacción, en la que el aluminio metálico reacciona con óxido de hierro(III) paraf ormarh ierrom etálicoy ó xidod ea luminio.

EJEMPLO 10.3 Ecuaciones de combustión

Escribe y balancea la ecuación química de la combustión del metano, CH_4, el principal componente del gas natural. Durante la combustión, una sustancia química se combina con oxígeno. La combustión de una sustancia que contiene átomos de C y H siempre produced ióxidod ec arbonoy a guac uandol ac ombustióne sc ompleta.

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Escribe la ecuación química no balanceada empleando las fórmulas químicasc orrectas.

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

■ **PASO 2** Balancea la ecuación. Debido a que el oxígeno aparece en dos productos diferentes, conviene dejarlo para el final. En el caso de las reacciones en las que hay una combustión, por lo general es mejor balancear el carbono, después el hidrógeno y finalmente el oxígeno. (El oxígeno aparece como elemento individual a la izquierda, por lo que anteponer cualquier coeficiente necesario al O_2 no afecta a los demás elementos que ya han sido balanceados.) En este ejemplo el carbono ya está balanceado, con un átomo en cada lado de la ecuación. Para balancear el hidrógeno, del que ya hay cuatro átomos a la izquierda y dos a la derecha, se debe anteponer el coeficiente 2 al H_2O de la derecha. Ahora tenemos cuatro átomos de hidrógeno en cadal ado.

Conexión con el aprendizaje
Balancea el C, el H y el O en ese orden en las ecuaciones que describen la combustión de sustancias que contienen carbono.

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

El último elemento por balancear es el oxígeno. Hay cuatro átomos de él en el lado derecho; por tanto, un coeficiente de 2 antepuesto al O_2 balanceará los átomos de oxígeno.

$$CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O \quad \text{(balanceada)}$$

Después de contar para comprobar que hay el mismo número de átomos de cada clase en ambos lados de la ecuación (un "conteo de átomos"), se concluye que la ecuación ya estáb alanceada.

EJERCICIO 10.3

(a) Escribe y balancea la ecuación química de la combustión del propano gaseoso, C_3H_8, que produce dióxido de carbono y agua.

(b) Escribe y balancea la ecuación química de la combustión del hexano, C_6H_{14}, un productod erivadod elp etróleom uyv olátil.

EJEMPLO 10.4 Reacciones de precipitación

Escribe y balancea una ecuación de la reacción del sulfato de aluminio con nitrato de bario para formar nitrato de aluminio y un precipitado sólido blanco de sulfato de bario (Fig. 10.11). ▮ Identificae lp recipitadoc one ls ímbolo(s).

▮ Conexión con el mundo real
El sulfato de bario que aquí se describe es la sustancia que se emplea en el cóctel que se administra a un paciente durante un examen médico del aparato digestivo superior o inferior para que el tracto intestinal sea visible en la radiografía.

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Escribe la ecuación no balanceada empleando las fórmulas químicas correctas.

$$Al_2(SO_4)_3 + Ba(NO_3)_2 \longrightarrow Al(NO_3)_3 + BaSO_4(s) \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

■ **PASO 2** Balancea la ecuación. En este caso la ecuación incluye compuestos con iones poliatómicos: los iones sulfato y nitrato. Se debe tratar estos iones como unidades individuales y balancearlos como un todo. Al ocurrir la reacción, los iones Ba^{2+} de un compuesto reaccionan con los iones SO_4^{2-} del otro y forman el precipitadod eB aSO_4,d ejandoe ln itratod ea luminioe ns olución.

La técnica de "responder al golpe" como se aplica en el tenis, los bolos o el golf, ayuda a balancear la ecuación. Elige un componente clave que aparezca en un solo compuesto en cada lado de la ecuación, como el Al en este caso, y balancéalo en ambos lados de la ecuación. ▮ Para balancear el Al, se debe colocar un coeficiente de 2 antes del $Al(NO_3)_3$.

▮ Conexión con el aprendizaje
Aplica la técnica de "RESPONDER AL GOLPE" para balancear cualquier ecuación en la que se forme un precipitado.

$$Al_2(SO_4)_3 + Ba(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,Al(NO_3)_3 + BaSO_4(s) \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

Pero el coeficiente de 2 del $Al(NO_3)_3$ también duplica el número de iones nitrato (produce $2 \times 3 = 6$ iones nitrato), así que "responde al golpe" con el nitrato balanceándolo a continuación. Para tener seis iones nitrato en el lado izquierdo se debe colocar un 3 antes del $Ba(NO_3)_2$.

$$Al_2(SO_4)_3 + 3\,Ba(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,Al(NO_3)_3 + BaSO_4(s) \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

Con el 3 antes del $Ba(NO_3)_2$, ahora hay tres iones bario en el lado izquierdo de la ecuación. Por consiguiente, se debe "responder" balanceando el bario, para lo cual se antepone un 3 al $BaSO_4$ en el lado derecho de la ecuación.

$$Al_2(SO_4)_3 + 3B\ a(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,Al(NO_3)_3 + 3B\ aSO_4(s) \quad (\text{balanceada})$$

Con el bario ya balanceado, se debe "responder" revisando el sulfato que está combinado con el bario. Al revisar el sulfato, se observa que ya está balanceado. Con esto se completa el círculo y se regresa al sulfato de aluminio del cual se partió. La ecuación estáb alanceada.C ompruébaloe fectuandou n" conteod eá tomos".

Figura 10.11 El sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$, reacciona con el nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2$, y forma un precipitado blanco de sulfato de bario, $BaSO_4$.

EJERCICIO 10.4

(a) Escribe una ecuación balanceada de la reacción del hidróxido de sodio con cloruro de hierro(III) para formar cloruro de sodio y un precipitado de hidróxido de hierro(III).

(b) Escribe una ecuación balanceada de la reacción del sulfato de aluminio con clorurod eb ariop araf ormarc loruro dea luminioy u np recipitadod es ulfatod eb ario.

Ahora que ya has escrito y balanceado las ecuaciones químicas de los ejemplos, conviene resumir qué es lo que realmente está "balanceado" y qué no lo está.

1. *Átomos*. El número de *átomos* de cada elemento es el mismo en los reactivos y en los productos. Esto concuerda con la ley de conservación de la materia.
2. *Masa*. Puesto que la masa de los átomos no cambia, y tampoco cambia el número de átomos presentes antes y después de la reacción, se tiene la seguridad de que *tampococ ambial am asa* durantel ar eacción.
3. *Moléculas*. El número total de *moléculas* (o unidades formulares) representadas como reactivos y como productos no es necesariamente el mismo. Compara los reactivos y los productos de las ecuaciones balanceadas de los ejemplos anteriores.
4. *Moles*. Puesto que el mol es una cantidad específica, el número de Avogadro de partículas unitarias, el número total de *moles* de reactivos y de productos no es necesariamente el mismo. Para comprobarlo, examina una vez más la ecuación balanceada del ejemplo 10.4: hay 4 unidades formulares de reactivos y 5 unidades formulares de productos. Hay 4 *moles* de reactivos por cada 5 *moles* de productos. Haz una comparación análoga en los ejemplos 10.1, 10.2 y 10.3. (Los moles de reactivos son iguales a los moles de productos únicamente en el ejemplo 10.3.)

Conexión con el aprendizaje
Cuantas más ecuaciones balancees, más pronto te harás experto en hacerlo. Quizá parezca fácil cuando otra persona lo hace, pero sólo después de haber practicado la REFLEXIÓN DETENIDA sobre el procedimiento tendrás la seguridad de poder hacerlo con rapidez y confianza. Resuelve los ejercicios y después los problemas que se incluyen al final del capítulo.

En resumen, durante las reacciones químicas los átomos de los compuestos se reorganizan para formar otros compuestos, pero no se crea ni se destruye ningún átomo durante este proceso. Los átomos y la masa se conservan; no así las moléculas ni los moles.

Véanse los problemas 10.1-10.12.

10.4 Clasificación de las reacciones

Una vez familiarizados con el balanceo de ecuaciones químicas, conviene examinar con más detenimiento varios tipos diferentes de reacciones y su clasificación. Los químicos clasifican las reacciones con arreglo a diversos criterios, pero la mayor parte de ellas se pueden ubicar en una o más de las cinco categorías siguientes.

1. *Reacciones de combustión*. Durante la combustión, los compuestos que contienen carbono, hidrógeno y a veces oxígeno arden en el aire (consumiendo oxígeno) y forman dióxido de carbono y agua. El ejemplo 10.3, referente a la combustión del metano, CH_4, es una reacción de combustión representativa. En la sección 10.5 se describirác onm ásd etenimientoe stet ipod er eacción.
2. *Reacciones de combinación (síntesis)*. Cuando un elemento reacciona o se combina con otro elemento para formar un compuesto, se dice que se ha sintetizado una sustancia nueva. Las reacciones de este tipo se clasifican como de combinación o de síntesis,y s er epresentand ef ormag eneralc omos igue.

$$A + B \longrightarrow AB$$

La síntesis de amoniaco (Ejemplo 10.1) ilustra este tipo de reacción. En la sección 10.6s ed escribenm ásr eaccionesd es íntesis.

3. *Reacciones de descomposición*. Una reacción de descomposición es aquélla en la que un solo compuesto, simbolizado como AB, se descompone en dos o más sustanciass encillas.E stet ipod er eaccións er epresentac omos igue.

$$AB \longrightarrow A + B$$

Enl as ección1 0.7s ep resentane jemplosd er eaccionesd ed escomposición.

4. *Reacciones de sustitución simple*. En las reacciones de sustitución simple un elemento, simbolizado como A, reacciona con un compuesto, BC, y toma el lugar de uno de los componentes del compuesto. Este tipo de reacción se representa mediantel ase cuacionesg eneraless iguientes.

$$A + BC \longrightarrow AC + B \quad \text{(cuando A es un metal)}$$
$$A + BC \longrightarrow BA + C \quad \text{(cuando A es un no metal)}$$

Las reacciones de sustitución simple de metales se estudian en la sección 10.8. Las reacciones de sustitución simple de no metales se estudian en la sección 10.9.

Muchas de las reacciones que se ajustan a alguna de estas primeras cuatro categorías implican un proceso de oxidación-reducción que se describirá más adelante ene stec apítulo.

5. *Reacciones de doble sustitución*. En las reacciones de doble sustitución se puede pensar que dos compuestos, AB y CD, "intercambian compañero" para formar dos compuestosd iferentes, ADy C B.

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

El ion positivo, A, del primer compuesto se combina con el ion negativo, D, del segundo compuesto, en tanto que el ion positivo, C, del segundo compuesto se combina con el ion negativo, B, del primer compuesto. Las reacciones de doble sustitución se describen en las secciones 10.10 y 10.12.

EJEMPLO 10.5 Clasificación de reacciones

Clasificae stasr eaccionese nt érminosd el asc incoc ategoríasd escritas.

(a) Del ejemplo 10.2, $4\ Fe + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3$.

(b) Del ejemplo 10.4, $Al_2(SO_4)_3 + 3B\ a(NO_3)_2 \longrightarrow 2\ Al(NO_3)_3 + 3B\ aSO_4$.

SOLUCIÓN

(a) Ésta es una reacción de combinación (os íntesis): $A + B \longrightarrow AB$.

(b) Ésta es una reacción de dobles ustitución.L osi ones" intercambianc ompañero".

EJERCICIO 10.5

(a) Clasifica las reacciones descritas en los ejemplos 10.1 y 10.3.

(b) Clasifica las reacciones descritas en los ejemplos 10.4a y 10.4b.

Véanse los problemas 10.13-10.18.

La mayor parte de las reacciones se ajustan a una de las cinco categorías aquí descritas, pero no es ésta la única forma de clasificar las reacciones. Como se verá en las secciones que siguen, es fácil comparar las similitudes entre las reacciones cuando éstas sea grupane nv ariasc ategoríasm ásr educidas.

10.5 Combustión

Cuando una sustancia que contiene carbono e hidrógeno (un hidrocarburo) sufre una **combustión** completa, se consume oxígeno y al mismo tiempo se produce dióxido de carbono y agua. Lee el recuadro sobre "Combustión, dióxido de carbono y el efecto de invernadero" ene stas ección.L ae cuación generaln ob alanceadae se ne stec aso

$$\text{Hidrocarburo} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O \qquad (\textit{noe stába lanceada})$$

El ejemplo 10.3 mostró cómo balancear la ecuación de la combustión del metano, CH_4, unh idrocarburos encillo.L af ormam ás rápidad eh acere stoc onsistee n

1. balancearp rimerol osá tomosd e carbono.
2. balanceare ns egundol ugarl osá tomosd eh idrógeno.
3. balancearl osá tomosd eo xígeno alf inal.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

¿A quién le corresponde disminuir los gases de efecto invernadero?

Es común escuchar noticias sobre el efecto invernadero y el calentamiento global. El efecto invernadero es un proceso natural gracias al cual nuestro planeta es habitable.

El vapor de agua, el dióxido de carbono y los gases de la troposfera absorben parte de la radiación térmica que emite el suelo y vuelven a reflejarla. De esta manera, atrapan la energía solar como si fuera un sistema de vidrios planos, permiten que la luz solar sea devuelta al espacio y que la radiación térmica (infrarroja), sea retenida. Esto provoca un aumento de la temperatura del suelo y la capa inferior de la atmósfera, sin ella, la temperatura media sería de −18°C.

El calentamiento global tiene su origen en diversos factores, entre ellos están el crecimiento de la población humana, porque esto ha incrementado el consumo de recursos, y el desarrollo industrial que se ha experimentado en los últimos siglos.

Los principales gases de efecto invernadero son: dióxido de carbono (CO_2) en 55%, metano (CH_4) en 20%, óxido nitroso (N_2O) en 5%, hidrofluorocarbonos (HFC) en 15%, y en porcentaje menor, los perfluorocarbonos (PFC) y el hexafluoruro de azufre (SF_6). En su mayoría éstos provienen de industrias generadoras de combustibles y de materiales para la manufactura y la construcción; procesos industriales para elaborar productos químicos, metálicos y halocarbonos; labores agrícolas (fermentación, cultivo de arroz, quema de campos); incineración de basura, manejo de aguas residuales, entre otras actividades humanas.

Algunos investigadores han alertado que los glaciares están teniendo un rápido deshielo debido al incremento en la temperatura por el calentamiento global.

De esta manera, la superficie terrestre ha sido modificada por las actividades humanas con consecuencias para el clima. Por ejemplo, la fijación industrial del nitrógeno N_2 es mayor que la natural, por lo que esta actividad incrementa la concentración de gases de efecto invernadero, sin embargo, su producción es fundamental porque constituye la materia prima de los fertilizantes para el cultivo de numerosos productos agrícolas.

La atmósfera modificada debido a los gases emitidos por actividades humanas retiene más calor. Desde el inicio de la Revolución Industrial hasta la fecha, la concentración de dióxido de carbono (CO_2) ha aumentado hasta en 30%. Éste se origina por la combustión del petróleo, el carbono y los gases comburentes.

$$\text{Hidrocarburo} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$

De acuerdo con algunos científicos, si las emisiones de CO_2 siguen aumentando, ocasionarán un incremento máximo de 2.5°C de la temperatura media terrestre en 2050, que provocaría al deshielo de los glaciares, la elevación en el nivel de los mares e inundaciones, así como fuertes tormentas.

Estas predicciones llevaron a establecer el Protocolo de Kioto en 1997. En esta reunión se congregaron líderes de varias naciones industrializadas: Estados Unidos, Rusia, Alemania, Reino Unido, Italia, Francia, Canadá y Japón.

El principal compromiso derivado fue la reducción de emisiones de gases de efecto invernadero, así, se acordó que entre 2008 y 2012, las emisiones de CO_2 deberían reducirse 5% por debajo del valor de 1990.

El acuerdo entraría en vigor cuando lo ratificaran las 55 naciones que en 1990 en conjunto eran responsables de la emisión de 55% del CO_2 generado. Estados Unidos firmó el Protocolo de Kioto durante la presidencia de Bill Clinton, pero el presidente George W. Bush lo revocó en 2001.

A fines de 2003, 120 países habían ratificado el protocolo, pero la suma de sus emisiones equivalía sólo a 44.2%. En 2004, Rusia ratificó el Protocolo. Este hecho fue de suma importancia, ya que por sí sola ésta producía 18% de los gases de efecto invernadero. Para cumplir con su compromiso, Rusia cerró gran número de establecimientos industriales.

En las reuniones se han dado avances en materia ambiental y también algunos retrocesos. Pero nunca hay que olvidar que aunque existan más de 198 naciones, todas comparten un solo planeta y tienen la responsabilidad de cuidarlo.

Consulta todos los acuerdos del protocolo de Kioto en: http://unfccc.int/resource/docs/publications/08_unfccc_kp_ref_manual.pdf.

Si es necesario emplear coeficientes fraccionarios, en especial múltiplos de $\frac{1}{2}$,se puede hacer. Después, para eliminar esos coeficientes fraccionarios, se debe multiplicar la ecuacióne ompletap ore lm ínimoc omúnd enominadord el asf racciones.

Al principio del capítulo se mencionó la reacción de combustión de la gasolina. Balanceemosl ae cuacióne mpleandoe lo ctano,q uee stáp resentee ne stec ombustible.

EJEMPLO 10.6 **Combustión**

Escribe y balancea la reacción de combustión del octano, C_8H_{18}, presente en la gasolina.

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Escribe lae cuaciónn ob alanceadae mpleandol asf órmulasc orrectas.

$$C_8H_{18} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O \quad (\textit{noe stába lanceada})$$

■ **PASO 2** Balancea C, H y O siguiendo los tres pasos descritos en esta sección.

$$C_8H_{18} + 12\tfrac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow 8\,CO_2 + 9\,H_2O \quad \text{(balanceada)}$$

La ecuación está balanceada, pero se debe eliminar el coeficiente fraccionario del oxígenom ultiplicandot odosl osc oeficientesp or2 ,p arao btener

$$2\,C_8H_{18} + 25\,O_2 \longrightarrow 16\,CO_2 + 18\,H_2O \quad \text{(balanceadac onn úmerose nteros)}$$

EJERCICIO 10.6

(a) Escribe y balancea la ecuación química de la combustión del etanol, C_2H_5OH. (Fig. 10.12)

(b) Escribe y balancea la ecuación química de la combustión del éter etílico, $C_4H_{10}O$, unl íquidom uyi nflamable.

Figura 10.12 La combustión del etanol (también llamado alcohol etílico o alcohol de grano) que aquí se muestra, y el metabolismo del etanol en el cuerpo humano, constituyen la misma reacción global y liberan una cantidad equivalente de energía.

Tu destreza para escribir y balancear ecuaciones químicas aumentará con la práctica. Observar cómo tu profesor balancea ecuaciones y leer estas páginas no te proporcionará la experiencia suficiente para aprender el procedimiento. Estudia los ejemplos y resuelve los ejercicios; después, aumenta tu destreza y tu rapidez resolviendo los problemas que se incluyena lf inald el capítulo.

10.6 Reacciones de síntesis (combinación)

A la producción de un solo compuesto a partir de la reacción entre dos o más sustancias se le llama **reacción de combinación** o **reacción de síntesis**. La forma general de las reaccionesd ee stet ipoe sl as iguiente.

Véanse los problemas 10.19-10.24.

$$A + B \longrightarrow AB$$

La síntesis de amoniaco gaseoso, $NH_3(g)$, a partir de $N_2(g)$ y $H_2(g)$ es un proceso industrial importante. El amoniaco se utiliza directamente como fertilizante ▮ o para elaborar otras sustancias químicas que se utilizan en fertilizantes, en explosivos y en la industriap araf abricaro trosp roductosq uímicos.

▮ **Conexión con el mundo real**
Anualmente se producen alrededor de 18 millones de toneladas métricas de amoniaco en Estados Unidos. Gran parte del NH_3 se utiliza como fertilizante de cultivos que necesitan grandes cantidades de nitrógeno. Véanse la sección 8.10 y la Fig. 8.16.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$$

Otra reacción de síntesis es la del $H_2(g)$ con el $O_2(g)$ para formar agua. La ecuación de esta reacción se balanceó en la sección 10.3.

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{chispa}} 2\,H_2O(1)$$

El hidrógeno arde en oxígeno con flama estable, pero una mezcla de los dos gases, encendida por una chispa, reacciona rápidamente y produce una explosión. El hidrógeno se puede utilizar como combustible, pero es preferible pensar en él como un portador y no como una fuente de energía. La razón de ello es que es necesario suministrar energía de otra fuente para descomponer el agua del mar y liberar hidrógeno.

Otrasr eaccionesd es íntesiss onl ass iguientes.

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{Monóxido de nitrógeno}}{2\ NO(g)}$$

El NO producido por los motores de automóvil aumenta la contaminación.

$$2\ NO(g) + O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{Dióxido de nitrógeno}}{2\ NO_2(g)}$$

El NO incoloro reacciona de inmediato con el O_2 del aire para formar NO_2 gaseoso de color pardo.

Véanse los problemas 10.25 y 10.26.

Se incluyen más reacciones de síntesis en los problemas que aparecen al final de este capítulo.

10.7 Reacciones de descomposición

Cuando un solo compuesto se descompone en dos o más sustancias más simples, se trata de una reacción de **descomposición**,c omos ei ndicam ediantel ae cuacióng eneral

$$AB \longrightarrow A + B$$

La reacción de síntesis de $H_2(g)$ con $O_2(g)$ para formar agua libera energía. La reacción nversa,u nad escomposición,d ebea bsorbere nergía(Fig.1 0.13).

Es necesario suministrar de forma continua, desde una batería u otra fuente de corriente eléctrica directa (cd), la energía necesaria para que la reacción se lleve a cabo. Este procedimiento recibe el nombre de **electrólisis** (en griego, separar mediante electricidad).C uandos ed esconectal af uented ee nergía,l ar eaccións ed etiene.

$$2\ H_2O(l) \xrightarrow{ac} 2\ H_2(g) + O_2(g)$$

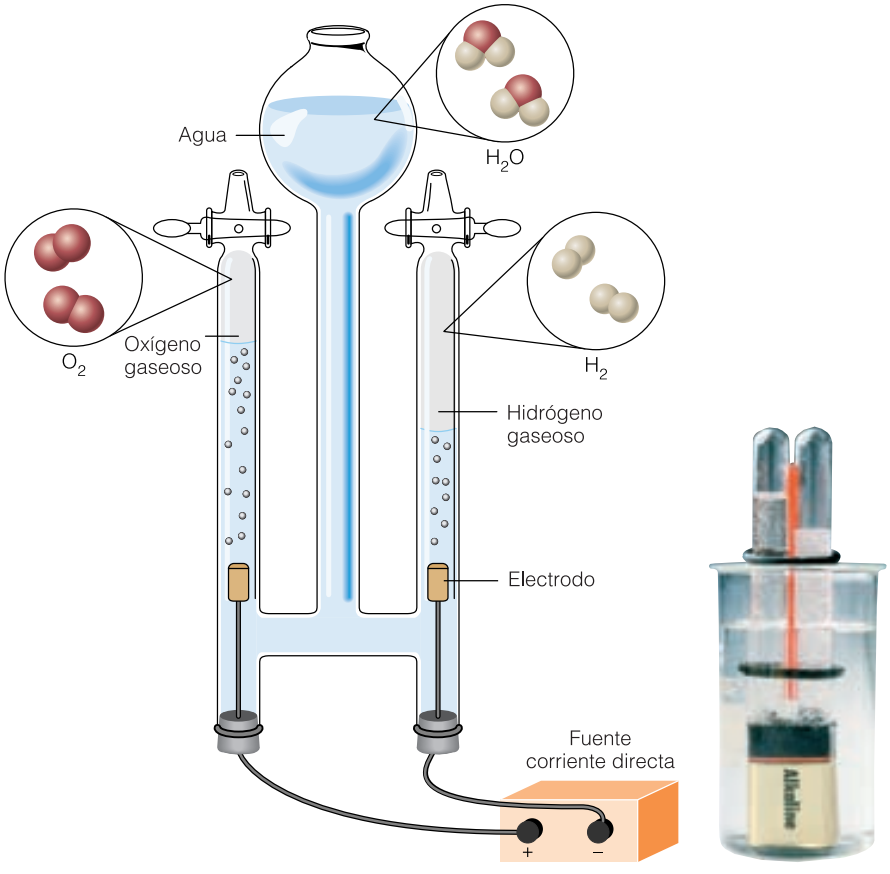


Figura 10.13 Electrólisis del agua. $2\ H_2O \xrightarrow{ac} 2\ H_2 + O_2$ Durante la electrólisis el agua se descompone (a) en presencia de una corriente directa con desprendimiento de dos volúmenes de hidrógeno gaseoso y un volumen de oxígeno gaseoso. La razón molar de hidrógeno a oxígeno es también de 2:1. (b) Puedes hacer este experimento en casa. Simplemente coloca una batería de 9 volts en un vaso de agua y observa las burbujas de H_2 y O_2.

Figura 10.14 El óxido mercúrico pulverizado, de color naranja, se descompone al calentarlo en mercurio líquido y oxígeno gaseoso.

Descomposición de óxido metálicos

El químico francés Antoine Lavoisier (véase la sección 2.6) consiguió descomponer polvo de óxido mercúrico, de color rojo anaranjado, en mercurio líquido y un gas, al cual dio el nombre de oxígeno. Para suministrar el calor necesario para la descomposición, Lavoisier enfocó luz solar a través de una lente. Llevó a cabo esta investigación en un sistema cerrado y encontró que la masa no cambiaba durante la reacción. Sus investigaciones contribuyeron a establecer la química como ciencia experimental. La reacción (Fig. 10.14) es la siguiente.

Conexión con el aprendizaje Ve la sección 2.6 (Ley de conservación de la masa) y el recuadro de Rostros de la Química "La química se convierte en ciencia cuantitativa" en esa misma sección.

$$2\ HgO(s) \longrightarrow 2\ Hg(l) + O_2(g)$$

Ciertos óxidos de metales pesados, como el HgO y el PbO_2, se descomponen fácilmente por efecto del calor, en tanto que otros óxidos metálicos, como el Al_2O_3, son muy difícilesd ed escomponer.

Descomposición de cloratos y nitratos

Cuando se calientan compuestos que contienen cloratos, se descomponen en el cloruro metálico y oxígeno gaseoso. Los cloratos se emplean extensamente en fuegos artificiales y luces de bengala para las carreteras (Fig. 10.15). Se puede utilizar un catalizador, como el MnO_2, para acelerar la reacción. El catalizador no cambia químicamente; se escribes obrel af lecha,n oc omor eactivon ic omop roducto.

Conexión con el aprendizaje Un **catalizador** (Sec. 10.1) es una sustancia que se agrega para acelerar una reacción, pero que no se consume durante ésta.

$$2\ KClO_3(s) \xrightarrow[\text{calor}]{MnO_2} 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

Figura 10.15 En estas bengalas de seguridad, así como en muchos tipos de fuegos artificiales, se utiliza el clorato de potasio.

Cuando los compuestos que contienen nitratos se calientan, no liberan con facilidad todos los átomos de oxígeno presentes, sino que se descomponen para dar un compuesto que es un nitrito, y además oxígeno gaseoso, como se muestra en el ejemplo siguiente.

EJEMPLO 10.7 Reacciones de descomposición

Escribe una ecuación química balanceada para la descomposición del nitrato de sodio al calentarlo.

SOLUCIÓN

Conexión con el aprendizaje
Una ecuación no representará una reacción como es debido si las fórmulas no están escritas correctamente. Éste es, de hecho, un error muy común entre los estudiantes.

- **PASO 1** Escribe la ecuación balanceada empleando las fórmulas correctas de todasl ass ustancias.

$$NaNO_3 \longrightarrow NaNO_2 + O_2(g) \qquad (\textit{noe stáb alanceada})$$

- **PASO 2** Balancea la ecuación con los coeficientes apropiados. Puesto que el Na y el N parecen estar balanceados, comienza contando y comparando los átomos de oxígeno de cada lado de la ecuación. En vista de que el $NaNO_3$ contiene tres átomos de oxígeno y el $NaNO_2$ contiene dos, duplica el $NaNO_3$, que tiene un número impar de átomos de oxígeno. Duplica el $NaNO_2$ para que todos los átomos estén balanceados.

$$2N\,aNO_3 \longrightarrow 2N\,aNO_2 + O_2(g) \qquad (\text{balanceada})$$

El conteo de los átomos de oxígeno de la izquierda (seis) y de la derecha (seis) muestra que los átomos de oxígeno están balanceados. No es necesario ajustar el coeficiente que antecedea lO_2.

Véanse los problemas 10.27 y 10.28.

EJERCICIO 10.7

(a) Escribe una ecuación química balanceada de la descomposición del nitrato de potasiop orc alentamiento.

(b) Escribe una ecuación química balanceada de la descomposición del clorato de sodio.

Descomposición del peróxido de hidrógeno

En otra reacción de descomposición que presenta un interés especial participa el peróxido de hidrógeno, el cual se descompone en oxígeno gaseoso y agua en presencia de un catalizador (Fig. 10.16). Tanto el ion yoduro como el MnO_2 catalizane star eacción.

$$2\,H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2 \text{ o ion } I^-} 2\,H_2O + O_2(g)$$

Figura 10.16 El peróxido de hidrógeno se descompone en oxígeno gaseoso y agua en presencia de diversos catalizadores.

Es probable que tengas una botella de peróxido de hidrógeno al 3% en el botiquín de tu casa. La solución de peróxido de hidrógeno al 6% sirve para decolorar el cabello, en tanto que la solución al 90% se ha empleado como fuente de oxígeno en ciertos cohetes.

10.8 Reacciones de los metales

Los metales muy reactivos del Grupo IA de la tabla periódica reaccionan rápidamente con el oxígeno del aire para formar óxidos metálicos, cuya fórmula general es M_2O. Estos metales se guardan sumergidos en aceite mineral o queroseno para impedir que reaccionen con la atmósfera o con el agua. Los demás metales reaccionan con el oxígeno con más lentitud. He aquí algunos ejemplos.

Metal + Oxígeno ⟶ Óxidom etálico

Algunos metales del Grupo IA también forman peróxidos de fórmula general M_2O_2, o superóxidos de fórmula general MO_2, pero no se presentarán aquí estos casos especiales.

Ejemplos:

$$4\ Na + O_2(g) \longrightarrow 2\ Na_2O(s) \qquad \text{Rápida.}$$

$$2\ Mg + O_2(g) \xrightarrow{\text{arde}} 2\ MgO(s) \qquad \text{El Mg arde con flama.}$$

$$4\ Fe + 3\ O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{Herrumbre}}{2\ Fe_2O_3(s)} \qquad \text{Lenta, a menos que se caliente.}$$

Reacciones de los óxidos metálicos con agua

Las reacciones del conjunto precedente producen óxidos metálicos. Cuando se disuelven en agua, los óxidos metálicos solubles en este disolvente producen hidróxidos metálicos, que son básicos. Las **soluciones básicas** contienen iones OH^- capaces de neutralizar los iones H^+ de los ácidos. La presencia de bases se detecta mediante indicadores ácido-base. Para establecer las reacciones siguientes partiremos de los óxidos metálicosp roducidosp orl asr eacciones delc onjuntop recedented ee jemplos.

Conexión con el aprendizaje
Las propiedades de los ácidos y las bases se estudian con más detenimiento en el capítulo 16.

Óxidom etálico + Agua ⟶ Hidróxidom etálico

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$$

Reacciones de los metales con diversos agentes oxidantes

Una malla fina de alambre de cobre se oxida y se pone incandescente cuando se calienta en una flama, pero también se pone incandescente si se calienta y se introduce en una botellac onc lorog aseoso.L ar eacciónp roduceu ns ólidov erde.L ae cuacióne s

$$Cu(s) + Cl_2(g) \longrightarrow CuCl_2(s)$$

Al principio de esta sección se describieron las reacciones de los metales con el oxígeno, las cuales se clasificaron como reacciones de combinación; pero también podrían clasificarse como reacciones de **oxidación-reducción**. Durante la reacción del metal con oxígeno, y también con cloro, el átomo metálico neutro pierde electrones al ser "oxidado" por un no metal y convertirse en un ion metálico con carga positiva. En la ecuacióng enerald el ao xidación

M ⟶ M^{n+} + $n\ e^-$ (Durantel ao xidacións ep ierdene lectrones.)

M representa el metal, y *n*, la carga del ion y también el número de electrones que se pierden.

Figura 10.17 El aluminio metálico reacciona espontáneamente con el bromo para formar bromuro de aluminio. El aluminio se oxida. El bromo es el agente oxidante.

El metal siempre sufre una *pérdidad ee lectrones* durantel a **oxidación**.

La oxidación se produce acompañada de una **reducción**, esto es, de una *ganancia de electrones*, por parte de otra sustancia química a la que se designa como el **agente oxidante**. Siempre que una sustancia se oxida, otra se reduce.

En los primeros ejemplos, el oxígeno actúa como el agente oxidante, lo que permite comprender por qué el proceso se llama oxidación; pero el cloro también provoca que el cobre pierda electrones (se oxide). Por tanto, también el cloro es un agente oxidante. El flúor, el cloro, el bromo (Fig. 10.17), el yodo, así como cualquier sustancia que induzca al metal a perder electrones, pueden ser agentes oxidantes. La sustancia que pierde electrones es el **agente reductor**, el cual se oxida. Algunos buenos ejemplos de oxidación espontánea —donde la reacción ocurre sin adición de calor— son los siguientes.

$$2\,Sb(s) + 3\,Cl_2(g) \longrightarrow 2\,SbCl_3(s)$$

$$2\,Al(s) + 3\,Br_2(l) \longrightarrow 2\,AlBr_3(s)$$

$$2\,Al(s) + 3\,I_2(s) \longrightarrow 2\,AlI_3(s)$$

Los no metales (cloro, bromo y yodo) cambian de elementos neutros a iones negativos, lo cual significa que ganan electrones y, por tanto, se reducen. Por ejemplo,

$$3\,Cl_2 + 6\,e^- \longrightarrow 6\,Cl^-$$

El no metal (representado por X) se reduce al ganar electrones. La siguiente es una ecuacióng enerald el ar educción.

$$X + n\,e^- \longrightarrow X^{n-} \quad \text{(Durantel ar educcións eg anane lectrones.)}$$

Se podría describir al no metal como un arrebatador de electrones. Cuando el no metal se reduce, actúa como un agente oxidante respecto al metal. Para resumir lo que ocurre, en lae cuacións iguientes ei dentificanl osa genteso xidantey r eductor.

Conexión con el aprendizaje
Cuando los metales reaccionan con los no metales, el metal es el agente reductor y el no metal es el agente oxidante.

Agenter eductor — Agenteo xidante

$$2\,Al(s) + 3\,I_2(s) \longrightarrow 2\,AlI_3$$

pierdee lectrones y se oxida. — ganae lectrones y se reduce.

EJEMPLO 10.8 Oxidación y reducción

En la reacción

$$2\,Al(s) + 3\,Br_2(1) \longrightarrow 2\,Al\,Br_3(s)$$

representadae nl aF ig.1 0.17,i dentifical os iguiente.

(a) ¿Quée lementos eo xida?
(b) ¿Quée lementos er educe?
(c) ¿Qués ustanciae se la genteo xidante?
(d) ¿Qués ustanciae se la genter eductor?

SOLUCIÓN

(a) El aluminio pierdee lectronesp araf ormari ones Al^{3+}; por tanto, se oxida.
(b) El bromo ganae lectronesp araf ormari onesB r^-; por tanto, se reduce.
(c) El bromo, que es el no metal, actúa como agente oxidante al ganar electrones.
(d) El aluminio, que es el metal, actúa como agente reductor al perder electrones.

EJERCICIO 10.8

Enl ar eacciónd ela ntimoniom etálicoc onc loro(descritae ne stas ección)

(a) identifica el elemento que se oxida y el elemento que se reduce.

(b) identificae la genteo xidantey e la genter eductor.

Véanse los problemas 10.29–10.32.

Reacciones de sustitución simple de los metales

Cuando se sumerge un trozo de alambre de cobre en una solución de nitrato de plata, se lleva a cabo una reacción química. Se forman cristales brillantes de plata, con forma de agujas, sobre el alambre de cobre, como se muestra en la Fig. 10.18. La reacción es

$$Cu(s) + 2\,AgNO_3(ac) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + 2\,Ag(s) \qquad \text{(balanceada)}$$

En esta reacción el cobre se oxida a iones Cu^{2+} y *sustituye* a los iones Ag^+ del $AgNO_3$. Los iones Ag+ se reducen a plata sólida. Las reacciones como ésta se ajustan a la ecuación d es ustitucións imple,c uyaf ormae sl as iguiente.

$$A + BC \longrightarrow AC + B$$

Sabemos que los metales alcalinos son muy reactivos, pero un vistazo a la tabla periódica no pone de manifiesto cuáles metales sustituyen a otros. En cambio, ciertas investigaciones experimentales que se llevan a cabo con relativa facilidad en el laboratorio permiten elaborar una lista de metales en orden de reactividad. Esta lista se conoce como una **serie de actividad**. La tabla 10.1 muestra la serie de actividad de algunos de los metales más comunes en orden de reactividad decreciente, con el metal más reactivo a la cabeza de la lista.

Los metales más reactivos, que son los alcalinos (Grupo IA), desplazan con facilidad el hidrógeno del agua fría para producir el hidróxido metálico e hidrógeno gaseoso. Estas reacciones son muy rápidas, pese a que el agua tiene fuertes enlaces covalentes que es necesario romper. Dos metales alcalinotérreos (Grupo IIA), el calcio y el bario, reaccionan con el agua con rapidez moderada, pero el agua debe hallarse en forma de vaporp araq uer eaccionec one lm agnesio. Ac ontinuacións em uestrand ose jemplos.

Metala ctivo + Agua ⟶ Hidróxidom etálico + Hidrógenog aseoso

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2(g)$$

$$Ca + 2\,H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2(g)$$

Compara estas reacciones con otras ya descritas en las que los óxidos metálicos en contacto cona guap roducenú nicamentee lh idróxidom etálico,s inh idrógenog aseoso.

Figura 10.18 Un alambre de cobre inmerso en una solución de nitrato de plata reacciona y forma cristales brillantes, como agujas, de plata metálica, además de iones cobre(II).

Figura 10.19 El potasio y otros metales alcalinos reaccionan vigorosamente con el agua produciendo hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal. En este caso la reacción liberó la energía suficiente para encender al hidrógeno.

EJEMPLO 10.9 Metales reactivos con agua

Escribe una ecuación de la reacción del potasio con agua.

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Escribe la ecuación no balanceada con las fórmulas correctas de todas las sustancias.

$$K + H_2O \longrightarrow KOH + H_2(g) \qquad (\textit{noe stába lanceada})$$

■ **PASO 2** Balancea la ecuación empleando el conjunto más pequeño de coeficientes enteros. Comienza contando y comparando el número de átomos de cada tipo de reactivos y productos. Con un número impar de átomos de H en el lado derecho y un número par en el izquierdo, duplica el KOH de la derecha para tener un núme-

Tabla 10.1 Serie de actividad de metales

Forma reducida (átomo metálico)		Forma oxidada (ion metálico)		
Átomo metálico	oxidación →	Ion metálico	$+ n\,e^-$	
Átomo metálico	← reducción	Ion metálico	$+ n\,e^-$	
Li	→	Li^+	$+ e^-$	Reaccionan con agua fría, vapor de agua o ácidos liberando hidrógeno gaseoso
K	→	K^+	$+ e^-$	
Ca	→	Ca^{2+}	$+ 2\,e^-$	
Na	→	Na^+	$+ e^-$	
Mg	→	Mg^{2+}	$+ 2\,e^-$	Reaccionan con vapor de agua o ácidos liberando hidrógeno gaseoso
Al	→	Al^{3+}	$+ 3\,e^-$	
Zn	→	Zn^{2+}	$+ 2\,e^-$	
Cr	→	Cr^{3+}	$+ 3\,e^-$	
Fe	→	Fe^{2+}	$+ 2\,e^-$	
Cd	→	Cd^{2+}	$+ 2\,e^-$	Reaccionan con los ácidos liberando hidrógeno gaseoso
Ni	→	Ni^{2+}	$+ 2\,e^-$	
Sn	→	Sn^{2+}	$+ 2\,e^-$	
Pb	→	Pb^{2+}	$+ 2\,e^-$	
H_2	→	$2\,H^+$	$+ 2\,e^-$	No reaccionan con los ácidos con desprendimiento de hidrógeno gaseoso
Cu	→	Cu^{2+}	$+ 2\,e^-$	
Hg	→	Hg^{2+}	$+ 2\,e^-$	
Ag	→	Ag^+	$+ e^-$	
Au	→	Au^{3+}	$+ 3\,e^-$	

Facilidad relativa de oxidación

ro par de H. Ahora, con cuatro H en el lado derecho, duplica el H_2O de la izquierda para balancear los H. Balancea el K al último, pues está solo en el lado derecho. Cuentat odosl osá tomosp arac omprobare lr esultado.

$$2\,K + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,KOH + H_2(g) \qquad \text{(balanceada)}$$

Véanse los problemas 10.33 y 10.34.

EJERCICIO 10.9

(a) Escribe una ecuación de la reacción del litio con agua.

(b) Escribe una ecuación de la reacción del magnesio con vapor de agua.

Los metales más reactivos desplazan con facilidad $H_2(g)$ del *agua fría* o de los ácidos. El siguiente grupo de metales de la serie de actividad desplaza $H_2(g)$ del *vapor* de agua o de los ácidos (Fig. 10.20). Vienen después en la serie metales como el níquel, que desplaza el hidrógeno de los ácidos pero no del vapor de agua ni del agua fría. La plata y otros metales situados debajo del hidrógeno en la lista no lo desplazan, ni siquiera de los ácidos.

La razón de estas diferencias de reactividad tiene que ver con la tendencia a ceder electrones para formar iones. Los metales que están más arriba en la serie de actividad ceden electrones (se oxidan) con más facilidad que los metales situados más abajo en la serie. Aprende a utilizar esta serie de actividad para predecir qué metales reaccionarán con los ácidos y con otros compuestos.

EJEMPLO 10.10 Metales con ácidos

¿Reacciona el magnesio con el ácido clorhídrico, HCl? Si la respuesta es afirmativa, escribe unae cuaciónb alanceadad el ar eacción.

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Consulta la serie de actividad para saber si el Mg metálico es más reactivo que los iones H^+ del ácido. Sí lo es, así que podemos escribir la ecuación no balanceada. (Si se predijera que no habría reacción, basta con escribir "no hay reacción" despuésd el af lecha.

$$Mg + HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g) \qquad (noe\ stába\ lanceada)$$

- **PASO 2** Balancea la reacción empleando el conjunto más pequeño de coeficientese nteros.

$$Mg + 2\ HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g) \qquad (balanceada)$$

EJERCICIO 10.10

(a) ¿Reacciona el mercurio o el oro con un ácido? (Consulta la tabla 10.1.)

(b) ¿Reacciona el aluminio metálico con el HCl(ac)? En caso afirmativo, escribe una ecuaciónb alanceadad el ar eacción.

Figura 10.20 Muchos metales, como el magnesio que aquí se muestra, sustituyen los iones hidrógeno de los ácidos y provocan el desprendimiento de burbujas de hidrógeno gaseoso.

Ahora podemos explicar por qué el alambre de cobre reaccionó con el nitrato de plata. Un metal reactivo de la serie de actividad sustituirá al *ion* de cualquier metal que se encuentre más abajo en la lista. Por consiguiente, es de esperar que el Cu metálico reaccione con los iones Ag^+ porque los iones Ag^+ están más abajo en la lista. De modo análogo, el cinc metálico reacciona con el $Pb(NO_3)_2$ en solución. Conforme el Zn, que es más reactivo que el plomo, se oxida a iones Zn^{2+}, los iones Pb^{2+} se reducen a cristales de plomo metálico. La conversión de los iones Pb^{2+} a Pb es la reacción inversa de la que se indica en la serie de actividad, porque implica una reducción en vez de una oxidación.

Conexión con el aprendizaje Localiza estos metales y sus iones en la serie de actividad, a medida que lees este párrafo.

$$Zn(s) + Pb(NO_3)_2(ac) \longrightarrow Zn(NO_3)_2(ac) + Pb(s)$$

El cinc reacciona con el $Pb(NO_3)_2$; la reacción inversa no se lleva a cabo. Con ayuda de la serie de actividad (Tabla 10.1), podrás sin duda predecir muchas reacciones de sustitucións imple.

EJEMPLO 10.11 La serie de actividad y la sustitución simple

¿Reaccionará la plata metálica con una solución que contenga iones Zn^{2+}? En caso afirmativo,e scribeu nae cuaciónb alanceadad el ar eacción.

SOLUCIÓN Consulta la serie de actividad para saber si la Ag *metálica* es más reactiva (está más arriba en la lista) que los *iones* Zn^{2+}. No es así; por tanto, no es de esperar que hayar eacción.P ort anto,d ebemose scribir

$$Ag(s) + Zn^{2+}(ac) \longrightarrow \text{No hay reacción}$$

EJERCICIO 10.11

(a) ¿Reaccionará el zinc metálico con una solución que contenga iones Ag^+? En casoa firmativo,e scribeu nae cuaciónb alanceadad el ar eacción.

(b) ¿Reaccionará el zinc metálico con una solución que contenga iones Na^+? En casoa firmativo,e scribeu nae cuaciónb alanceadad el ar eacción.

Véanse los problemas 10.35-10.38.

Figura 10.21 El azufre arde en oxígeno y forma dióxido de azufre gaseoso, el cual tiene un olor característico e irritante, parecido al de un fósforo encendido.

10.9 Reacciones de los no metales

Los no metales arden en el aire, es decir, reaccionan con oxígeno, para formar óxidos no metálicos. Por ejemplo, el azufre, de color amarillo pálido, arde en oxígeno gaseoso puro con flama azul pálida y produce dióxido de azufre, un gas incoloro e irritante (Fig. 10.21). La fórmula del azufre es S_8 porque los átomos de azufre forman anillos de ocho miembros.

$$S_8(s) + 8\ O_2(g) \longrightarrow 8\ SO_2(g)$$

La oxidación ulterior del SO_2 produce trióxido de azufre, SO_3. Se produce dióxido de carbono cuando se quema carbón vegetal u otras formas de carbono. La combustión del fósforo, P_4, produce decóxido de tetrafósforo, P_4O_{10}, también llamado pentóxido de difósforo porques uf órmulam áss imple(empírica)e sP_2O_5.

$$P_4(s) + 5\ O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s)$$

El cloro y el bromo también oxidan el fósforo para formar halogenuros como PCl_5 y PBr_3.

Reacciones de los óxidos no metálicos con agua

Conexión con el mundo real
La presencia de rastros de azufre en la gasolina, actualmente del orden de 340 ppm, es objeto de estudio por parte del Organismo de Protección Ambiental (EPA, por sus siglas en inglés) de Estados Unidos. El EPA está considerando la posibilidad de fijar niveles objetivo de 150, 100 y 40 ppm. Los fabricantes de automóviles, el American Petroleum Institute (Instituto Estadounidense del Petróleo) y el EPA aún no están de acuerdo respecto a las reducciones necesarias.

Los óxidos no metálicos reaccionan con agua para producir ácidos. Algunos ejemplos son los siguientes.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{Ácido sulfuroso}}{H_2SO_3}$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{Ácido sulfúrico}}{H_2SO_4}$$

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{Ácido carbónico}}{H_2CO_3}$$

EJEMPLO 10.12 **Los óxidos no metálicos y el agua forman ácidos**

Escribe una ecuación balanceada de la reacción del P_4O_{10} con agua para formar ácido fosfórico,H_3PO_4.

SOLUCIÓN

- **PASO I** Escribe la ecuación no balanceada con las fórmulas correctas de todas las sustancias.

$$P_4O_{10} + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 \qquad (\textit{noe stába lanceada})$$

- **PASO 2** Balancea la ecuación empleando el conjunto más pequeño de coeficientes enteros. Dado que el oxígeno está en todos los compuestos, balancéalo al final. Comienza con el P y después "responde" con el H antes de comprobar el oxígeno.

$$P_4O_{10} + 6\ H_2O \longrightarrow 4\ H_3PO_4 \qquad \text{(balanceada)}$$

EJERCICIO 10.12

(a) Resume en tus palabras lo que sucede cuando los óxidos no metálicos reaccionan con agua.

(b) Escribe una ecuación balanceada de la reacción del N_2O_5 con agua para formar ácidon ítrico,HNO_3.

Reacciones de sustitución simple de los no metales

Ciertos halógenos son más reactivos que los demás. Los halógenos más activos reaccionan con los compuestos que contienen iones de los halógenos menos activos. En estas

reacciones, el halógeno activo —como elemento— es el agente oxidante, y se reduce durante el proceso. El orden de reactividad es el siguiente, con el halógeno más reactivo en primer término de la lista: F_2, Cl_2, Br_2 e I_2. Este orden coincide con el orden descendente de los halógenos en la tabla periódica, con el flúor, el más electronegativo y más no metálico, en el primer lugar de la serie. Compara lo siguiente.

Serie de actividad de los halógenos

F_2
Cl_2
Br_2
I_2

$$\underset{\text{verdoso}}{Cl_2(g)} + 2\,HI(g) \longrightarrow \underset{\text{violeta}}{I_2(s)} + \underset{\text{incoloro}}{2\,HCl(g)}$$

$$Cl_2(g) + NaF(ac) \longrightarrow \text{No hay reacción}$$

Como se ve, el cloro sustituye a los *iones* yoduro, I^-, pero no a los *iones* fluoruro, F^-. Examina detenidamente la serie de actividad de los halógenos mientras repites el último enunciado. Ahorap ruebac one stee jemplo.

EJEMPLO 10.13 Reacciones de sustitución de los no metales

Escribe una ecuación balanceada de lo que esperes que ocurra cuando se mezcla bromo, unl íquidor ojo,c on unas olucióni ncolorad eN aCl.

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Consulta la tabla periódica para comparar las posiciones del cloro y del bromo. El bromo está debajo del flúor y de cloro en la tabla; por tanto, es de esperarq ues ustituyaa li ony odurop ero *no* al osi onesf luoruron ic loruro.
- **PASO 2** Escribe tup redicción

$$Br_2 + NaCl(ac) \longrightarrow \text{No hay reacción}$$

EJERCICIO 10.13

Véanse los problemas 10.39-10.42.

(a) Escribe una ecuación balanceada de lo que esperes que ocurra cuando se mezcla bromo con una solución de yoduro de sodio.

(b) Escribe una ecuación balanceada de lo que esperes que ocurra cuando se mezcla cloro,C l_2, con una solución de NaBr.

10.10 Reacciones de doble sustitución

Lasr eaccionesd e **dobles ustitución**, o de **metátesis**, adoptan la forma

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

En otras palabras, los iones de los compuestos AB y CD intercambian compañero. Las reacciones de este tipo se llevan a cabo en solución acuosa cuando al menos uno de los productose s:

1. Uns ólidoi nsolubleo c asii nsoluble,c onocidoc omo **precipitado**.
2. Unc ompuestoc ovalentee stable,i nclusoe la guay l osg asesc omunes.

La fuerza motriz de estas reacciones, y muchas otras, es la formación de un producto estable.

Formación de un gas

Cuando se calienta ácido sulfúrico, H_2SO_4, con sulfuro de sodio se desprende sulfuro de hidrógeno, H_2S, un gas acre con olor de huevos podridos. La ecuación de la reacción es

$$H_2SO_4 + Na_2S \longrightarrow H_2S(g) + Na_2SO_4$$

Laf uerzam otrizd ee star eaccióńe sl af ormaciónd es ulfurod eh idrógenog aseoso.

El cloruro de hidrógeno gaseoso se prepara en escala comercial, y también en el laboratorio, mediante la reacción del ácido sulfúrico concentrado con cloruro de sodio, comos igue.

$$H_2SO_4 + NaCl \longrightarrow HCl(g) + NaHSO_4$$

El HCl gaseoso producido se puede disolver en agua para preparar ácido clorhídrico. También se produce el tóxico cianuro de hidrógeno gaseoso, HCN(g), cuando los ácidos reaccionanc onl osc ianuros.

$$HCl(ac) + NaCN \longrightarrow HCN(g) + NaCl$$

Los carbonatos liberan dióxido de carbono gaseoso cuando reaccionan con un ácido, o cuando se calientan intensamente, como lo ilustran estas reacciones del carbonato dec alcio,C aCO_3, presente en la piedra caliza y el mármol.

$$CaCO_3(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(I) + CaCl_2(ac)$$

$$\underset{\substack{\text{Carbonato de calcio}\\\text{(piedra caliza)}}}{CaCO_3(s)} \xrightarrow{\text{calor}} CO_2(g) + \underset{\substack{\text{Óxido de calcio}\\\text{(cal viva)}}}{CaO(s)}$$

Conexiones con el mundo real

- El $CaCO_3$ se emplea en algunos antiácidos comunes porque reacciona con los ácidos, como aquí se muestra.
- La piedra caliza, que contiene $CaCO_3$, se calienta a temperaturas elevadas para producir cal viva, CaO, que se utiliza para fabricar cemento.

La reacción de producción de CaO a partir de $CaCO_3$ es una reacción de descomposición que se ha incluido aquí con fines comparativos. Los carbonatos liberan CO_2 gaseoso cuando reaccionan con ácidos y cuando son sometidos a temperaturas altas porque el CO_2 gaseosoe sm áse stableq uel osm aterialesd ep artida.

Reacciones de precipitación

Al mezclar una solución acuosa (en agua) incolora de nitrato de sodio con un solución incolora de yoduro de potasio se forma un producto opaco de color amarillo brillante que, si se deja en reposo, se asienta en el fondo del matraz (Fig. 10.22). A este producto insoluble se le llama *precipitado* (se abrevia pp). En las ecuaciones el precipitado se identificam ediantee ls ímbolo(s),d es ólido,c omoa quís em uestra.

$$Pb(NO_3)_2(ac) + 2\,KI(ac) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\,KNO_3(ac)$$

Conexión con el aprendizaje
Pregunta a tu profesor cuáles reglas de solubilidad debes memorizar.

Durante la reacción, los iones $Pb^{2+}(ac)$ del $Pb(NO_3)_2$ (ac) y los iones I^- del KI(ac) formane lp recipitadod eP bI_2(s).L osi onesh ani ntercambiados uc ompañero.

La formación de un precipitado es la fuerza motriz de esta reacción y de muchas otras. La tabla 10.2 indica varias reglas generales de solubilidad que te ayudarán a decidir cuáles productos de una reacción son precipitados, en caso de haberlos. Las reacciones de metátesis (doble sustitución) siguientes ilustran la formación de precipitados.

Reglas de solubilidad aquí aplicadas.

- Los halogenuros de plata son insolubles.
- Los sulfatos de Ba, Sr y Pb son insolubles.
- Todos los hidróxidos de metales de transición son insolubles.

$$NaCl(ac) + AgNO_3(ac) \longrightarrow NaNO_3(ac) + AgCl(s)$$

$$K_2SO_4(ac) + BaCl_2(ac) \longrightarrow 2\,KCl(ac) + BaSO_4(s)$$

$$3\,KOH(ac) + FeCl_3(ac) \longrightarrow 3\,KCl(ac) + Fe(OH)_3(s)$$

EJEMPLO 10.14 Reacciones de doble sustitución

Escribe una ecuación química balanceada de la reacción entre soluciones acuosas de cromato de potasio y nitrato de plata, en la cual se forma un precipitado.

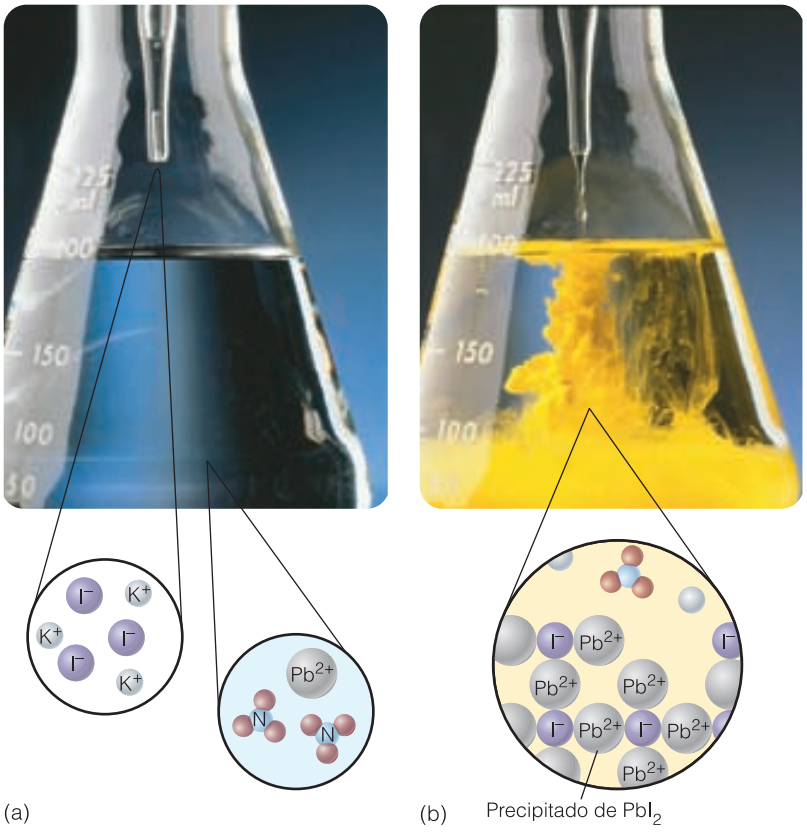


Figura 10.22 Las soluciones transparentes de (a) nitrato de plomo(II) y yoduro de potasio reaccionan (b) para producir un precipitado amarillo de yoduro de plomo. Los iones potasio y los iones nitrato permanecen en solución.

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Escribe la ecuación no balanceada con las fórmulas correctas de todas lass ustancias.

$$K_2CrO_4(ac) + AgNO_3(ac) \longrightarrow KNO_3 + Ag_2CrO_4 \qquad (\textit{noe stába lanceada})$$

Para decidir cuál de los dos productos es el que forma el precipitado, seguiremos un procedimiento de eliminación. El primer producto que se indica es un nitrato, y sabemos que todos los nitratos son solubles; así pues, el KNO_3 no puede ser el precipitado. Por consiguiente, el precipitado que se forma debe ser el otro producto, Ag_2CrO_4, que se debe identificar en la ecuación con una (s).

Tabla 10.2 Reglas de solubilidad de los compuestos iónicos*

1. Los compuestos de metales alcalinos, los nitratos y los compuestos de amonio son solubles.
2. Los hidróxidos de los metales alcalinos y de algunos metales alcalinotérreos (Ca^{2+}, Sr^{2+} y Ba^{2+}) son solubles. Todos los demás hidróxidos son insolubles.
3. Todos los cloruros son solubles excepto AgCl, $PbCl_2$ y Hg_2Cl_2.
4. La mayor parte de los sulfatos son solubles; son excepciones el $BaSO_4$, el $PbSO_4$ y el $CaSO_4$.
5. La mayor parte de los fosfatos, carbonatos, cromatos y sulfuros son insolubles, salvo los de metales alcalinos.*

*Los términos *insoluble* y *ligeramente soluble* se emplean indistintamente; sólo se disuelven en agua cantidades extremadamente pequeñas. En el caso de las sustancias que son *solubles*, se pueden preparar soluciones 0.10 M o de mayor concentración.

■ **PASO 2** Balancea la ecuación empleando el conjunto más pequeño de coeficientese nteros.

$$K_2CrO_4(ac) + 2\,AgNO_3(ac) \longrightarrow 2\,KNO_3\,(ac) + Ag_2CrO_4(s) \quad \text{(balanceada)}$$

Véanse los problemas 10.43-10.46.

EJERCICIO 10.14

(a) Escribe una ecuación química balanceada de la reacción entre soluciones acuosas de cloruro de calcio y nitrato de plata, en la cual se forma un precipitado.

(b) ¿Cuál es el precipitado que se forma, y cuál es la fuerza motriz de esta reacción?

10.11 Ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas

La ecuación que se balanceó en el ejemplo 10.14 es una ecuación química normal y representativa que proporciona abundante información, como las fórmulas de todas las sustancias participantes en la reacción y las proporciones en las que reaccionan. Tambiéni ndicaq uee lc romatod ep latas ólidos ep roducee nf ormad ep recipitado.

Es mucho más lo que se puede mostrar fácilmente respecto de las reacciones que se llevan a cabo en solución acuosa. La solución original de cromato de potasio contiene iones potasio, K^+, y iones cromato, CrO_4^{2-}, disueltos en agua. Estos iones se desplazan libremente en la solución acuosa. De forma análoga, los iones plata, Ag^+, y los iones nitrato, NO_3^-, también están disueltas en agua y se desplazan por todas partes de forma libre e independiente. Lo mismo ocurre con los iones potasio y nitrato que aparecen como productos. De hecho, el único componente en el que esto no se cumple es el $Ag_2CrO_4(s)$, que es un precipitado. Se puede escribir una **ecuación iónica** que muestra todosl osi onesd isueltos(acuosos)e scritosp ors eparado.

$$2\,K^+(ac) + CrO_4^{2-}(ac) + 2\,Ag^+(ac) + 2\,NO_3^-(ac) \longrightarrow 2\,K^+\,(ac) + 2\,NO_3^-(ac) + Ag_2CrO_4(s)$$

Para que la ecuación se conserve balanceada, cada uno de los iones se multiplica por el mismo coeficiente aplicado en la ecuación balanceada normal que ya se mostró. Advierte que el cromato de potasio produce al disolverse *dos* iones K^+ individuales, que se indican como $2\,K^+$, no como K_2^+. Estudia esta ecuación iónica como modelo para escribiro trase cuacionesi ónicas.

Una ecuación iónica muestra con más exactitud lo que ocurre durante una reacción, pero puede ser bastante larga y parecer complicada. Observa, al examinar esta ecuación iónica, que hay dos iones K^+ y dos iones NO_3^- como reactivos y como productos. A estos iones que parecen "estar observando" cómo se lleva a cabo la reacción, se les llama **iones espectadores**. La reacción ocurre porque los iones plata reaccionan con los iones cromato para formar cromato de plata, un precipitado, con lo cual estos iones salen de la solución.

Sis eo mitenl osi onese spectadores,s eo btienel ae cuacións iguiente.

$$CrO_4^{2-}(ac) + 2\,Ag^+(ac) \longrightarrow Ag_2CrO_4(s)$$

Conexión con el aprendizaje
Cerciórate de saber identificar una ecuación química, una ecuación iónica y una ecuación iónica neta, y de saber representar una reacción de metátesis mediante cualquiera de las tres.

Esta ecuación se denomina **ecuación iónica neta**. E incluye únicamente los iones que reaccionan para formar el precipitado. Los iones espectadores se dejan fuera. De este modo, la ecuación iónica neta nos dice —de forma concisa— cuáles iones son los que reaccionan y por qué se lleva a cabo la reacción.

Los químicos suelen emplear ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas. Lee el recuadro de La química en nuestro mundo "Reacciones químicas en las grutas de piedra caliza"p aras aberc ómos ea plicane stosc onceptos.

EJEMPLO 10.15 Ecuaciones iónicas y iónicas netas

Escribe de nuevo esta ecuación, primero como ecuación iónica y luego como ecuación iónican eta.

$$3N\,aOH(ac) + FeCl_3(ac) \longrightarrow 3N\,aCl(ac) + Fe(OH)_3(s)$$

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Reacciones químicas en las grutas de piedra caliza

Las grutas de piedra caliza se forman cuando el agua que contiene CO_2 gaseoso disuelve el carbonato de sodio, $CaCO_3$, presente en la roca caliza.

$$CaCO_3(s) + H_2O + CO_2(g) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + 2\ HCO_3^-(ac)$$

La formación de $CaCO_3$ en las *estalactitas* que cuelgan del techo de la grutas de piedra caliza, y en las *estalagmitas* que se forman en el piso de estas grutas, tiene lugar cuando se invierte la reacción anterior.

$$Ca^{2+}(ac) + 2\ HCO_3^-(ac) \longrightarrow CaCO_3(s) + H_2O + CO_2(g)$$

Lo que hace posible la inversión de la reacción es el hecho de que el agua se evapora lentamente de las superficies húmedas de las grutas y, a medida que el dióxido de carbono gaseoso y el agua se desprenden, el $CaCO_3$, ligeramente soluble, queda atrás en forma de precipitado.

Formaciones de piedra caliza en las Cavernas Perdidas de Pensilvania.

SOLUCIÓN La ecuación iónica debe mostrar todos los iones disueltos escritos por separado.

$$3\ Na^+(ac) + 3\ OH^-(ac) + Fe^{3+}(ac) + 3\ Cl^-(ac) \longrightarrow 3\ Na^+(ac) + 3\ Cl^-(ac) + Fe(OH)_3(s)$$

Lae cuacióni onican etas iguienten om uestral osi onese spectadores.

$$3\ OH^-(ac) + Fe^{3+}(ac) \longrightarrow Fe(OH)_3(s)$$

Conexión con el aprendizaje El que los iones OH^- aparezcan antes o después de los iones Fe^{3+} en la ecuación iónica neta es arbitrario. Aquí se presentan en el orden en que aparecen en la ecuación iónica.

EJERCICIO 10.15

(a) En el ejercicio 10.14 se te pidió escribir una ecuación balanceada de la reacción entre soluciones acuosas de $CaCl_2$ y $AgNO_3$. Escríbela ahora como ecuación iónica.

(b) Escribe l ae cuacióna nteriorc omoe cuacióni ónican eta.

10.12 Neutralización: una reacción de doble sustitución

Un **ácido**, que contiene iones H^+, neutraliza una **base**, que contiene iones OH^-, y forma agua y una *sal*. Esta **sal** contiene el catión de la base y el anión del ácido. A continuación sep resenta lae cuacióng eneral yu nae cuacióni lustrativa.

Véanse los problemas 10.47-10.52.

$$\text{Ácido} + \text{Base} \longrightarrow \text{Agua} + \text{Sal}$$

$$\text{Ejemplo: } HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow H_2O(l) + NaCl(ac)$$

La fuerza motriz de esta reacción de **neutralización** es la reacción de los iones H^+ con los iones OH^- paraf ormarm oléculasc ovalentese stablesd ea gua.

En la sección precedente se describieron las ecuaciones iónicas. Escribamos ahora una ecuacióni ónicad el an eutralizaciónd eá cidoc lorhídricoc onh idróxidod es odio.

$$H^+(ac) + Cl^-(ac) + Na^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(l) + Na^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Sis eo mitenl osi onese spectadoresN a^+ y Cl^-, se tiene la ecuación iónica neta

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(l)$$

Todas las reacciones de neutralización entre ácidos y bases fuertes tienen esta misma ecuación iónica neta. Se incluye aquí un ejemplo más de reacción ácido-base: la neutralizaciónd eá cidos ulfúricoc onh idróxidod ec alcio.

Conexión con el mundo real
El $CaSO_4$ es un componente del cemento, el cartón de yeso, el estuco, la argamasa, el papel, la pintura y los polvos de pulimento.

$$H_2SO_4(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow 2\,H_2O + CaSO_4(s)$$

Elc apítulo1 6p roporcionam ási nformacióna cercad el osá cidosy l asb ases.

EJEMPLO 10.16 Neutralización ácido-base

Conr espectoa l ar eaccióǹe ntre elá cidos ulfúricoy e lh idróxidod es odio,p roporciona

(a) lae cuaciónq uímica,
(b) lae cuacióni ónicay
(c) lae cuacióni ónican eta.

SOLUCIÓN

(a) Lae cuaciónq uímicae s

$$H_2SO_4(ac) + 2\,NaOH(ac) \longrightarrow 2\,H_2O + Na_2SO_4(ac)$$

(b) Lae cuacióni ónicae s

$$2\,H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2\,Na^+(ac) + 2\,OH^-(ac) \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,Na^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$$

(c) Lae cuacióni ónican etae s

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(l)$$

EJERCICIO 10.16

Véanse los problemas 10.53-10.56.

(a) Escribe la ecuación iónica neta que es común a todas las reacciones de neutralizacióná cido-base.
(b) ¿Cuále sl af uerzam otrizd et odasl asr eaccionesd en eutralizacióná cido-base?

Las reacciones químicas importantes están por todas partes, en la naturaleza, en la industria, en nuestro hogar y en el interior de nuestro cuerpo, aunque suelen pasar inadvertidas.

Resumen del capítulo

Uno de los temas más importantes de toda la química es el estudio de las reacciones químicas y de la notación simbólica con la que se escriben las ecuaciones químicas. La ecuación resume información acerca de la identidad (las fórmulas) de los reactivos y productos; además, proporciona un sistema para contabilizar cada átomo —o moles de átomos— de los reactivos y de los productos. La ecuación química debe satisfacer la ley de conservación de la masa, confirmando que no se crea ni se destruye materia durante el proceso.

Los coeficientes que se anteponen a los reactivos y productos constituyen la clave para determinar las proporciones de las sustancias que reaccionan, ya sea en términos de átomos

o de moles de átomos. Lo primero que se necesita hacer es traducir la descripción de una reacción química en palabras a fórmulas y ecuaciones. Para balancear una ecuación, es indispensable escribir correctamente todas las fórmulas. Durante el proceso de balanceo de una ecuación, sólo se ajustan los *coeficientes*. Las ecuaciones iónicas y las ecuaciones iónicas netas permiten representar de modo más completo lo que ocurre durante la reacción. Es forzoso admitir que todo esto exige práctica.

Los tipos generales de reacciones han sido agrupados en categorías para facilitar su aprendizaje. Las secciones de la 10.4 a la 10.12 ofrecen numerosas muestras y ejemplos resueltos de ecuaciones de reacciones de combustión; reacciones de síntesis y descomposición; y reacciones de sustitución simple y doble (metátesis) en las que participan metales, no metales, ácidos, bases y sales.

Además de conocer la terminología, debes ser capaz de completar una ecuación y balancearla, cuando se dan ya sea los reactivos o los productos de reacciones similares a las que se presentan en este capítulo. En el caso de las reacciones que se llevan a cabo en solución, también debes ser capaz de escribir ecuaciones iónicas y iónicas netas. El aprendizaje es engañoso. Observar a alguien hacerlo no significa que puedes balancear las ecuaciones o predecir los productos. La mejor forma de aprender a escribir y balancear ecuaciones químicas consiste en resolver por tu cuenta los ejemplos de este capítulo, y después, los problemas que se incluyen al final.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Explica la diferencia entre reacciones químicas y ecuaciones químicas. [10.1]
2. Describe el significado, en el nivel molecular, de una ecuación dada. [10.2]
3. Describe lo que está "balanceado" en una "ecuación balanceada". [10.3]
4. Balancea ecuaciones químicas en las que conoces todas las fórmulas. [10.3]
5. Utiliza la descripción de reacciones químicas para escribir reacciones con palabras y reacciones químicas balanceadas. [10.3]
6. Clasifica las reacciones en las categorías siguientes: combustión; síntesis; descomposición; sustitución simple; doble sustitución; oxidación y reducción; y neutralización.[10.4-10.12]
7. Predice los productos y balancea ecuaciones de reacciones similares a las que ilustran cada una de las categorías presentadas. [10.4-10.12]
8. Escribe ecuaciones iónicas y iónicas netas con base en reactivos o productos conocidos. [10.11-10.12]

Términos clave

ácido [10.12]
agente oxidante [10.8]
agente reductor [10.8]
base [10.12]
catalizador [10.1]
coeficiente [10.3]
combustión [10.5]
ecuación iónica [10.11]
ecuación iónica neta [10.11]
ecuación química [10.1]
ecuación química balanceada [10.2]
electrólisis [10.7]
iones espectadores [10.11]
neutralización [10.12]
oxidación [10.8]
oxidación-reducción [10.8]
precipitado [10.10]
produce o como [10.1]
productos [10.1]
reacción de combinación [10.6]
reacción de descomposición [10.7]
reacción de doble sustitución [10.10]
reacción de metátesis [10.10]
reacción de síntesis [10.6]
reacción de sustitución simple [10.8]
reacción química [10.1]
reactivos [10.1]
reducción [10.8]
sal [10.12]
serie de actividad [10.8]
solución acuosa [10.1]
solución básica [10.8]

Problemas

10.1 Con base en la ley de conservación de la masa, explica por qué se balancean las ecuaciones.

10.2 ¿Qué relación guarda la ley de conservación de la masa con el número de átomos de reactivos y productos?

10.3 En una ecuación química balanceada, ¿qué de lo siguiente debe estar balanceado: átomos, masa, moléculas, moles? Explica tu respuesta.

10.4 ¿Qué se debe escribir correctamente antes de balancear una ecuación química?

Balanceo de ecuaciones

10.5 Balanceae stase cuacionesq uímicas.

a. $Cr + O_2 \longrightarrow Cr_2O_3$
b. $SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$
c. $PbO_2 \longrightarrow PbO + O_2(g)$
d. $NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
e. $Al_2(SO_4)_3 + NaOH \longrightarrow Al(OH)_3 + Na_2SO_4$

10.6 Balanceae stase cuacionesq uímicas.

a. $Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$
b. $N_2 + O_2 \longrightarrow NO_2$
c. $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2(g)$
d. $LiOH + CO_2 \longrightarrow Li_2CO_3 + H_2O$
e. $Fe_2(SO_4)_3 + NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3 + Na_2SO_4$

10.7 De los enunciados siguientes, ¿cuáles son verdaderos y cuáless onf alsosr espectoa u nae cuaciónb alanceada?

a. Los átomos de los reactivos deben ser iguales a los átomosd el osp roductos.
b. Los moles de átomos de reactivos deben ser iguales a los moles de átomos de productos.
c. Los gramos de reactivos deben ser iguales a los gramosd ep roductos.
d. El total de moléculas de reactivos debe ser igual al totald em oléculasd ep roductos.
e. El total de moles de reactivos debe ser igual al total de molesd ep roductos.

10.8 Explica tus respuestas, con ayuda de un ejemplo, a cada uno de los incisos del problema 10.7.

10.9 Balanceae stase cuacionesq uímicas.

a. $Mg + H_2O(g) \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2(g)$
b. $NaHCO_3 + H_3PO_4 \longrightarrow Na_2HPO_4 + H_2O + CO_2$
c. $Al + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2(g)$
d. $C_3H_8 + O_2(g) \longrightarrow CO_2 + H_2O$
e. $CH_3OH + O_2(g) \longrightarrow CO_2 + H_2O$

10.10 Balanceae stase cuacionesq uímicas.

a. $Ca + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2(g)$
b. $KHCO_3 + H_3PO_4 \longrightarrow K_2HPO_4 + H_2O + CO_2$
c. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \longrightarrow Cr_2O_3 + H_2O + N_2(g)$
d. $C_2H_2 + O_2(g) \longrightarrow CO_2 + H_2O$
e. $C_3H_7OH + O_2(g) \longrightarrow CO_2 + H_2O$

10.11 Balanceae stase cuacionesq uímicas.

a. $CaCO_3 + HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2(g)$
b. $PCl_5 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + HCl$
c. $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2(g)$
d. $Ba(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2 + H_2O$
e. $C_2H_6(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$

10.12 Balanceae stase cuacionesq uímicas.

a. $CaCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + CO_2 + H_2O$
b. $Ag + H_2S + O_2 \longrightarrow Ag_2S + H_2O$
c. $NaClO_3 \longrightarrow NaCl + O_2(g)$
d. $Cu(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow Cu_3(PO_4)_2 + H_2O$
e. $C_4H_9OH(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$

Clasificación de las reacciones

10.13 Clasifica las reacciones siguientes como de combustión, síntesis, descomposición, sustitución simple o dobles ustitución.

a. la reacción del problema 10.10c
b. la reacción del problema 10.9a
c. la reacción del problema 10.9d
d. la reacción del problema 10.11d
e. la reacción del problema 10.12c

10.14 Clasifica las reacciones siguientes como de combustión, síntesis, descomposición, sustitución simple o dobles ustitución.

a. la reacción del problema 10.10e
b. la reacción del problema 10.11c
c. la reacción del problema 10.9e
d. la reacción del problema 10.10a
e. la reacción del problema 10.12d

10.15 Las pequeñas cantidades de azufre presentes en la hulla producen emisiones de dióxido de azufre en las centrales termoeléctricas que queman hulla. En el control de la contaminación se utiliza óxido de calcio para absorber el SO_2 gaseoso,c onformea l ae cuación

$$SO_2(g) + CaO(s) \longrightarrow CaSO_3(s)$$

Clasifica esta reacción con base en las cinco categorías mencionadas en los problemas 10.13 y 10.14.

10.16 Cuando se calienta piedra caliza, que es $CaCO_3$ impuro, a 950°C se produce óxido de calcio, llamado cal viva, el cual tiene muchos usos, entre ellos la producción de cemento y el control de la contaminación como se describe en el problema 10.15. La ecuación es

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Clasifica esta reacción con base en las cinco categorías mencionadas en los problemas 10.13 y 10.14.

10.17 El bromo, Br_2, es preparado comercialmente por cierta compañía a partir de NaBr (de pozos de salmuera de Arkansas) tratado con cloro gaseoso. Balancea la ecuación que aquí se muestra y clasifica la reacción con basee nl asc incoc ategoríasd escritas.

$$NaBr(ac) + Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(ac) + Br_2(l)$$

(*noe stáb alanceada*)

10.18 Las menas de estaño que contienen SnO_2 se calientan con carbono a temperaturas por encima de 1000°C para producir estaño metálico fundido. Balancea la ecuación que aquí se muestra y clasifica la reacción con base enl asc incoc ategoríasd escritas.

$$SnO_2(s) + C(s) \xrightarrow{\text{calor}} Sn + CO(g)$$

(*noe stáb alanceada*)

Reaccionesd e combustión

10.19 Cuando el butano gaseoso, C_4H_{10}, de un pequeño encendedor de bolsillo arde en el aire, se forman dióxido de carbono y agua. Escribe una ecuación balanceada de estar eacción.

10.20 El acetileno gaseoso, C_2H_2, se utiliza para soldar. Arde con flama caliente y forma CO_2 y agua. Escribe una ecuaciónb alanceadad ee star eacción.

10.21 La acetona, C_3H_6O, es uno de los componentes principales del removedor de esmalte de uñas. Escribe una ecuación balanceada de la combustión completa de la acetonac onf ormaciónd ed ióxidod ec arbonoy a gua.

10.22 Cuando tus células metabolizan la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, este compuesto se combina con oxígeno gaseoso y forma dióxido de carbono y agua, al igual que en la combustión. Escribe una ecuación balanceada del metabolismo del ag lucosa.

10.23 El propano gaseoso, C_3H_8, es un combustible de uso común en ciertas parrillas para asar al aire libre y en la calefacción doméstica donde no se dispone de gas natural. Escribe una ecuación balanceada de esta reacción dec ombustión.

10.24 La gasolina contiene octano, C_8H_{18}. Escribe una ecuaciónb alanceadad ee star eacciónd ec ombustión.

Reaccionesd e síntesis

10.25 Completay b alanceal ase cuacioness iguientes.

a. El monóxido de carbono gaseoso reacciona con oxígeno gaseoso con formación de dióxido de carbono.

b. El cinc calentado con azufre en polvo (S_8) produce sulfurod ec inc.

c. Se hace reaccionar el nitrógeno gaseoso con hidrógeno gaseoso a alta presión y temperatura moderada para producir amoniaco, que se emplea como fertilizante.

d. $NO(g) + O_2(g) \longrightarrow$ Dióxidod en itrógeno

e. _____ + _____ $\longrightarrow FeBr_3$

10.26 Completay b alanceal ase cuacioness iguientes.

a. El hidrógeno gaseoso mezclado con cloro gaseoso estalla si se enciende, con formación de cloruro de hidrógenog aseoso.

b. El fósforo, P_4, reacciona espontáneamente con el bromoc onf ormaciónd et ribromurod ef ósforo.

c. Cuando una chispa enciende hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso encerrados en una botella, la mezcla estalla y forma vapor de agua.

d. $SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow$ Trióxidod ea zufre

e. _____ + _____ $\longrightarrow AlCl_3$

Reacciones de descomposición

10.27 Completa y balancea las ecuaciones de estas reacciones ded escomposición.

a. $Al_2O_3 \xrightarrow{cd}$

b. $PbO_2 \longrightarrow PbO +$ _____

c. $NaClO_3 \longrightarrow$

d. $KNO_3 \longrightarrow$

e. $H_2O_2 \xrightarrow{I^-}$

10.28 Completa y balancea las ecuaciones de estas reacciones ded escomposición.

a. $H_2O \xrightarrow{cd}$

b. $BaO_2 \longrightarrow BaO +$ _____

c. $KClO_3 \longrightarrow$

d. $NaNO_3 \longrightarrow$

e. $HgO(s) \longrightarrow$

Oxidación de metales

10.29 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de oxidaciónd em etales.

a. _____ + _____ $\longrightarrow Li_2O$

b. _____ + _____ $\longrightarrow AlI_3$

c. El bromo líquido oxida el hierro metálico con formación de bromuro de hierro(III).

d. El aluminio metálico nuevo brillante poco a poco se torna opaco a medida que se forma una superficie durad eó xidod ea luminio.

10.30 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de oxidaciónd em etales.

a. _____ + _____ $\longrightarrow Fe_2O_3$

b. _____ + _____ $\longrightarrow SbCl_3$

c. El calcio metálico reacciona con el oxígeno del aire y forma de óxido de calcio.

d. El aluminio metálico reacciona espontáneamente con elb romol íquidop arad arb romurod ea luminio.

10.31 Las monedas de cobre metálico se oxidan lentamente con formación de óxido de cobre(I). Escribe una ecuaciónb alanceadad ee stao xidación.

10.32 El cloro gaseoso oxida el cobre metálico y forma cloruro de cobre(II). Escribe una ecuación balanceada de esta reacción, en la que el cloro actúa como el agente oxidante.

Metalesa ctivos yó xidos metálicosc on agua

10.33 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de metales y óxidos metálicos con el agua. Si no ocurre una reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. $Li_2O + H_2O \longrightarrow$ b. $Na + H_2O \longrightarrow$

c. $Mg + H_2O(g) \longrightarrow$ d. $Ag + H_2O \longrightarrow$

e. $SrO + H_2O \longrightarrow$

10.34 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de metales y óxidos metálicos con el agua. En caso de no haber reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. $MgO + H_2O \longrightarrow$ b. $K + H_2O \longrightarrow$

c. $Pb + H_2O \longrightarrow$ d. $Ca + H_2O \longrightarrow$

e. $Fe_2O_3 + H_2O \longrightarrow$

Reacciones de sustitución simple de los metales

10.35 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de sustitución simple. En caso de no haber reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. $Zn + HCl(ac) \longrightarrow$
b. $Cu + HCl(ac) \longrightarrow$
c. $Mg + Fe(NO_3)_2(ac) \longrightarrow$
d. $AgNO_3(ac) + Al \longrightarrow$
e. $Fe + MgCl_2(ac) \longrightarrow$

10.36 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de sustitución simple. En caso de no haber reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. $Al + HNO_3(ac) \longrightarrow$
b. $Ag + HNO_3(ac) \longrightarrow$
c. $Pb + CuCl_2(ac) \longrightarrow$
d. $H_2SO_4(ac) + Au \longrightarrow$
e. $Zn + Ni(NO_3)_2(ac) \longrightarrow$

10.37 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de sustitución simple. En caso de no haber reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. Se vertió ácido sulfúrico en un recipiente de aluminio.
b. Se dejó caer un anillo de oro en un tanque de ácido clorhídrico.
c. Se dejó un clavo de hierro en una solución de sulfato de cobre(II).
d. Escribe primero una ecuación apropiada y luego explica por qué se puede preparar compota de manzana, que contiene ácido acético, en un perol de cobre.
e. Escribe una ecuación y describe si habría algún problema al transportar nitrato de plomo(II) en un recipiented ea luminio.

10.38 Completa y balancea ecuaciones de estas reacciones de sustitución simple. En caso de no haber reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. Sep usoc alciom etálicoe ná cidoc lorhídrico.
b. Se dejó caer un anillo de oro en ácido sulfúrico.
c. Se dejó una solución de sulfato de cobre(II) en un cubog alvanizado(recubiertod ec inc).
d. Se dejó cobre metálico en una solución de cloruro de sodio.
e. Se limpió aluminio metálico con una solución que conteníaá cidoc lorhídrico.

Reacciones de los no metales

10.39 Completa y balancea ecuaciones de las reacciones siguientes, en las que participan no metales. Si se prevé que no habrá reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. $S_8 + O_2(g) \longrightarrow$
b. $SO_2 + H_2O \longrightarrow$ (sóloá cidos ulfuroso)
c. $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow$ (sóloá cidon ítrico)
d. $KBr + Cl_2 \longrightarrow$
e. $KCl + I_2 \longrightarrow$

10.40 Completa y balancea ecuaciones de las reacciones siguientes, en las que participan no metales. Si se prevé que no habrá reacción, muestra los reactivos y escribe "no hay reacción" después de la flecha.

a. $P_4 + O_2(g) \longrightarrow$
b. $P_4O_{10} + H_2O \longrightarrow$ (sóloá cidof osfórico)
c. $CO_2 + H_2O \longrightarrow$ (sóloá cidoc arbónico)
d. $Br_2 + KCl \longrightarrow$
e. $KI + Cl_2 \longrightarrow$

10.41 ¿Qué esperarías que ocurriese al mezclar HI(g) con cloro gaseoso? Escribe una ecuación para explicar tu razonamiento.

10.42 Describe lo que ocurriría si se agrega yoduro de sodio a una alberca que contiene cloro. Escribe una ecuación parae xplicart ur azonamiento.

Reacciones de doble sustitución

10.43 Escribe ecuaciones de las reacciones de doble sustitución siguientes. En todos los casos se forma un precipitado, el cual deberás identificar mediante una (s). Además, subraya el precipitado para que no haya duda de cuál producto se trata. Ayúdate aplicando las reglas de solubilidadd ee stec apítulo.

a. Se mezclan soluciones de nitrato de plata y cloruro dep otasio.
b. Se mezclan soluciones de cloruro de hierro(III) e hidróxidod es odio.
c. Se mezclan soluciones de sulfato de aluminio y nitratod eb ario.
d. Se mezclan soluciones de nitrato de plomo(II) y dicromatod ep otasio.
e. Se mezclan soluciones de nitrato de plata y cromato dep otasio.

10.44 Escribe ecuaciones de las reacciones de doble sustitución siguientes. En todos los casos se forma un precipitado, el cual deberás identificar mediante una (s). Además, subraya el precipitado para que no haya duda de cuál producto se trata. Ayúdate aplicando las reglas de solubilidadd ee stec apítulo.

a. Se mezclan soluciones de bromuro de sodio y nitrato de plata.
b. Se mezclan soluciones de cloruro de níquel(II) e hidróxidod ep otasio.
c. Se mezclan soluciones de cromato de potasio y nitratod ep lomo(II).
d. Se mezclan soluciones de cloruro de bario y sulfato dea luminio.
e. Se mezclan soluciones de nitrato de plata y yoduro dep otasio.

10.45 ¿Se produce una reacción al mezclar las sustancias químicas siguientes? En caso afirmativo, escribe una ecuación química balanceada e identifica los precipitados o gases que se forman. En caso de no haber reacción, explicat ur azonamiento.

a. $NH_4Cl(ac) + KNO_3(ac) \longrightarrow$

b. $CaCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

c. $HCl(ac) + Na_2S(ac) \longrightarrow$

d. $BaCl_2(ac) + K_2SO_4(ac) \longrightarrow$

10.46 ¿Se produce una reacción al mezclar las sustancias químicas siguientes? En caso afirmativo, escribe una ecuación química balanceada e identifica los precipitados o gases que se forman. En caso de no haber reacción, explicat ur azonamiento.

a. $Na_2S(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

b. $NaOH(ac) + K_2SO_4(ac) \longrightarrow$

c. $MgCO_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

d. $Ni(NO_3)_2(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow$

Ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas

10.47 Escribe ecuaciones iónicas completas de las reacciones delp roblema1 0.43.

10.48 Escribe ecuaciones iónicas completas de las reacciones delp roblema1 0.44.

10.49 Escribe ecuaciones iónicas netas de las reacciones del problema 10.43.

10.50 Escribe ecuaciones iónicas netas de las reacciones del problema 10.44.

10.51 Escribe primero una ecuación química balanceada, luego una ecuación iónica y finalmente un ecuación iónica neta de la reacción del nitrato de plata con cloruro de calcio.

10.52 Escribe primero una ecuación química balanceada, luego una ecuación iónica y finalmente un ecuación iónica neta de la reacción del nitrato de cobalto(II) con hidróxidod ep otasio.

Reaccionesd en eutralización

10.53 ¿Qués ignifical an eutralizacióne ne ln iveli ónico?

10.54 Describe por qué la neutralización ácido-base es un tipod er eacciónd ed obles ustitución.

10.55 Escribe la ecuación balanceada o proporciona la informaciónq ues es olicita.

a. El ácido sulfúrico neutraliza al hidróxido de potasio.

b. Identifica el ácido, la base, la sal y el agua entre las sustanciasq uímicasd eli nciso(a).

c. Escribe una ecuación iónica de la reacción del inciso (a).

d. ¿Cuáless onl osi onese spectadores?

10.56 Escribe la ecuación balanceada o proporciona la informaciónq ues es olicita.

a. El ácido clorhídrico neutraliza el hidróxido de calcio.

b. Identifica el ácido, la base, la sal y el agua entre las sustanciasq uímicasd eli nciso(a).

c. Escribe una ecuación iónica de la reacción del inciso (a).

d. ¿Cuáless onl osi onese spectadores?

Estudiantes en acción

Transformaciones: ¿qué reacciones ocurrieron?

Lleva a cabo la siguiente actividad para experimentar con diversas reacciones e identificar de qué tipo es cada una.

Materiales y reactivos

- Lentes de seguridad
- 5 tubos de ensayo
- Pinzas para tubo
- Mechero Bunsen
- Vidrio de reloj
- Pinzas para disección
- Pipetas de 1 mL
- Vasos de precipitados
- Óxido de mercurio(II)
- Tiras de magnesio metálico
- Agua destilada
- Tira indicadora de pH
- Etanol
- Sulfato de aluminio
- Nitrato de plata
- Alambre de cobre
- Nitrato de bario
- Recipiente de polietileno de alta densidad de un galón

Nota: los tipos de reacción a considerar son: síntesis, desplazamiento simple, desplazamiento doble, descomposición, óxido-reducción, neutralización (un tipo específico de doble sustitución) y combustión. Repasa las secciones 10.4 a la 10.12, para recordar cada tipo de reacción.

Experimento A

Procedimiento

1. En un tubo de ensayo, agrega aproximadamente 0.5 g de óxido de mercurio(II). Con ayuda de las pinzas, colócalo en la flama azul de un mechero Bunsen dentro de una campana de extracción y calienta por 3 minutos. Deja enfriar el tubo y observa en el fondo.

La reacción producida es:

$$HgO(s) \longrightarrow Hg(1) + O_2(g)$$

óxido de mercurio(II)

Responde.

¿Qué aspecto tienen los compuestos formados? ¿Se distinguen?

_____

¿Cuál es el nombre de estos productos?

Hg _____ O_2 _____

¿Qué tipo de reacción se llevó a cabo? Explica tu respuesta.

_____

Balancea la reacción _____

Experimento B

1. Con ayuda de unas pinzas para disección, sostén una tira de magnesio de aproximadamente 1 cm y llévala a la flama azul de un mechero Bunsen. Caliéntala hasta que veas una luz blanca muy intensa (cuando la percibas, mira hacia otro lado, sin dejar de trabajar), recoge en un vidrio de reloj el compuesto formado.

La reacción producida es:

$$Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow MgO(s)$$

magnesio oxígeno ¿Cuál es su nombre?

Responde.

¿Qué aspecto tiene el compuesto formado? _____

¿Cuál es el nombre de este producto? _____

¿Qué tipo de reacción se llevó a cabo? Describe brevemente el fundamento de tu elección.

_____

Balancea la reacción. _____

2. Coloca las cenizas del compuesto anterior en un tubo de ensayo, agrega 2 mL de agua y agita. Sujeta el tubo con unas pinzas y caliéntalo por las paredes durante al menos 1 minuto; cuida que no se regurgite acercándolo y retirándolo de vez en vez. Con ayuda de una tira indicadora, determina el valor del pH.

La reacción producida es:

$$MgO\ (s) + H_2O(1) \rightarrow Mg(OH)_2(ac)$$

Responde.

¿Qué aspecto tiene el compuesto formado? _____

¿Cuál es su pH? _____

¿Cuál es el nombre de este producto? _____

¿Qué tipo de reacción se llevó a cabo? Fundamenta tu respuesta. _____

Balancea la reacción. _____

Experimento C

1. Usa lentes de seguridad para este paso. En un recipiente de un galón de polietileno de alta densidad, limpio y seco, coloca aproximadamente 5 mL de etanol, distribúyelo por las paredes y vierte el exceso en un vaso de precipitados. Sujeta un cerillo con unas pinzas muy largas, enciéndelo e introdúcelo en el recipiente. ¡No te acerques, la reacción es muy exotérmica!

   Ésta es:

   $$C_2H_6O\,(1) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$

   etanol — oxígeno — ¿Cuál es su nombre?

2. Deja enfriar el recipiente a temperatura ambiente y cuando esté frío, colócalo boca bajo y verifica si sale de él algún líquido.

   ¿Qué es? _____

   Responde.

   ¿Qué aspecto tienen los compuestos formados? ¿Se distinguen? _____

   ¿Cuál es el nombre de estos productos? CO_2 _____ H_2O _____

   ¿Qué tipo de reacción se llevó a cabo? Explica tu respuesta. _____

   Balancea la reacción. _____

Experimento D

1. Prepara una disolución 0.1 M de sulfato de aluminio, y una disolución 0.3 M de nitrato de bario: en un tubo de ensayo, coloca 1 mL de sulfato de aluminio 0.1 M y 1 mL de de nitrato de bario 0.3 M.

   La reacción que ocurre es la siguiente:

   $$Al_2(SO_4)_3(ac) + Ba(NO_3)_2(ac) \longrightarrow Al(NO_3)_3(ac) + BaSO_4(s)$$

   sulfato de aluminio — nitrato de bario

   Responde.

   ¿Qué aspecto tienen los compuestos formados? ¿Se distinguen? _____

   ¿Cuál es el nombre de estos productos? $Al(NO_3)_3$ _____ $BaSO_4$ _____

   ¿Qué tipo de reacción se llevó a cabo? Justifica tu respuesta. _____

   Balancea la reacción. _____

Experimento E

1. Prepara una solución 0.2 M de nitrato de plata. En un tubo de ensayo, coloca un alambre de cobre y, a continuación, adiciona 2 mL de nitrato de plata. Observa.

   La reacción ocurrida es:

   $$Cu(s) + AgNO_3(ac) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + Ag(s)$$

   cobre — nitrato de plata

   Responde.

   ¿Qué aspecto tienen los compuestos formados? ¿Se distinguen? _____

   ¿Cuál son los nombres de estos productos? $Cu(NO_3)_2$ _____ Ag _____

   ¿Qué tipo de reacción se llevó a cabo? Explica tu respuesta _____

   Balancea la reacción. _____

capítulo

11

Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas

CONTENIDO

11.1 Razones molares a partir de ecuaciones químicas

11.2 Cálculos de mol a mol

11.3 Cálculos con moles y masas

11.4 Cálculos con soluciones molares

11.5 Cálculos de reactivo limitante

11.6 Rendimiento porcentual

11.7 Cambios de energía en las reacciones químicas

Conexión con el aprendizaje

La palabra "estequiometría" proviene del griego *stoicheion*, elemento, y *metron*, medir.

¿Qué cantidad de una sustancia química en particular reacciona totalmente con cierta cantidad de otra sustancia? Podrás responder preguntas de este tipo una vez que hayas entendido cómo se efectúan los cálculos que se describen en este capítulo.

El término **estequiometría** designa el cálculo de cantidades de las sustancias que participan en las reacciones químicas. Si se conoce la cantidad de una sustancia que participa en una reacción química, y si se tiene la ecuación química balanceada (Capítulo 10), se pueden calcular las cantidades de los demás reactivos y productos. Estas cantidades pueden estar dadas en moles (Capítulo 9), en masas (gramos) o en volúmenes (litros). Los cálculos de este tipo ocupan un lugar central en la química; se emplean de forma rutinaria en los análisis químicos y durante la producción de todas las sustancias químicas que la industria utiliza o que se venden al consumidor.

Por ejemplo, se emplean cálculos estequiométricos cuando se determina la cantidad de oxígeno necesaria para quemar una cantidad específica de alcohol etílico. Aún más, el número de moles, o la cantidad en gramos, de oxígeno gaseoso que se necesitan para quemar la muestra de alcohol es la misma ya sea que el alcohol se queme en un mechero, en un motor o en el interior de las células del cuerpo humano; es decir, la estequiometríae sl am isma.

11.1 Razones molares a partir de ecuaciones químicas

Recuerda (Capítulo 10) que los coeficientes numéricos de una ecuación química balanceada indican las proporciones más simples de números enteros de todas las sustancias químicas participantes en la reacción. Por ejemplo, considera la ecuación balanceada de lar eaccióǹe ntree ln itrógenoy e lh idrógenog aseososp araf ormara moniacog aseoso.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

Los coeficientes numéricos que permiten balancear la ecuación indican que 1 mol de nitrógeno gaseoso reacciona con 3 moles de hidrógeno gaseoso para producir 2 moles de amoniaco. Con base en estos coeficientes numéricos podemos escribir una **razón molar** para cualquier par de sustancias representadas en la ecuación. Dado que intervienen tres sustancias químicas diferentes en la ecuación química de la síntesis de amoniaco, se pueden escribir tres pares de razones molares. El par de razones molares que sigue relacional osd osr eactivos:n itrógenoe h idrógenog aseosos.

$$\frac{1\ \text{mol}\ N_2}{3\ \text{mol}\ H_2} \quad \text{o} \quad \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ N_2}$$

Las razones molares del nitrógeno gaseoso (un reactivo) y del amoniaco gaseoso (el únicop roductod el ar eacción)s ee scribenc omos igue.

$$\frac{1\ \text{mol}\ N_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} \quad \text{o} \quad \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ N_2}$$

De forma análoga, las razones molares del hidrógeno gaseoso (un reactivo) y del amoniacos ee scribenc omos igue.

$$\frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} \quad \text{o} \quad \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{3\ \text{mol}\ H_2}$$

Podemos emplear los coeficientes numéricos de cualquier ecuación química balanceada para escribir razones molares de cada par de sustancias participantes. Más adelante se mostrará cómo se usan estas razones molares como factores de conversión para calcular lasc antidadesd el ass ustanciasq uer eaccionan.

Conexión con el aprendizaje
Coeficientes Los coeficientes de las ecuaciones químicas son números exactos; no limitan el número de cifras significativas en los cálculos.

Estudia el ejemplo resuelto que sigue, en el que intervienen las razones molares de la combustión del alcohol etílico. Luego, resuelve el ejercicio 11.1 y los problemas similares que se incluyen al final de este capítulo.

EJEMPLO 11.1 Razones molares

Escribe las razones molares de todos los pares de sustancias químicas que intervienen enl ae cuaciónb alanceadad el ac ombusiónd ela lcohole tílico,C_2H_5OH.

$$C_2H_5OH + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

SOLUCIÓN En la ecuación participan cuatro sustancias químicas; por tanto, hay seis pares de razones molares, lo que hace un total de 12 razones, como sigue.

C_2H_5OH y O_2: $\dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{3\ \text{mol}\ O_2}$ o $\dfrac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}$

C_2H_5OH y CO_2: $\dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{2\ \text{mol}\ CO_2}$ o $\dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}$

C_2H_5OH y H_2O:	$\frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{3 \text{ mol } H_2O}$	o	$\frac{3 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_5OH}$
O_2 y CO_2:	$\frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } CO_2}$	o	$\frac{2 \text{ mol } CO_2}{3 \text{ mol } O_2}$
O_2 y H_2O:	$\frac{3 \text{ mol } O_2}{3 \text{ mol } H_2O}$	o	$\frac{3 \text{ mol } H_2O}{3 \text{ mol } O_2}$
CO_2 y H_2O:	$\frac{2 \text{ mol } CO_2}{3 \text{ mol } H_2O}$	o	$\frac{3 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } CO_2}$

EJERCICIO 11.1

Véanse los problemas 11.1 y 11.2.

Con respecto a la ecuación xA + yB ⟶ zC, donde x, y y z representan coeficientes numéricos,y A, By C ,s ustanciasq uímicasd iferentes,

(a) escribe los pares de razones molares de A y C.

(b) escribe los pares de razones molares de B y C.

11.2 Cálculos de mol a mol

Si se conoce la ecuación química balanceada, y también el número de moles de uno cualquiera de los reactivos o productos, se puede establecer el número proporcional de moles de cualquier otro reactivo o producto por medio de la razón molar apropiada. Por ejemplo, consideremos de nuevo la reacción de la producción de amoniaco descrita en la sección 11.1.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

Suponiendo que se cuenta con una provisión suficiente de nitrógeno gaseoso, es fácil calcular cuántos moles de amoniaco gaseoso, $NH_3(g)$, se pueden producir a partir de 10.8 mol de hidrógeno gaseoso. Considera la siguiente serie de pasos para llevar a cabo estet ipod ed eterminación.

1. Obténu nae cuaciónq uímicab alanceada.(Estae cuacións ec onoce.)
2. Anota la cantidad dada de una sustancia química (expresada en este caso en moles) como punto de partida. Puede ser cualquier reactivo o producto de la reacción. (En estep roblemas ei ndica1 0.8m old eh idrógenog aseosoc omop untod ep artida.)
3. Escribe también la razón molar apropiada con base en la ecuación química balanceada.E star azónm olard ebet enerl af ormas iguiente.

$$\frac{\text{Moles de la sustancia deseada}}{\text{Moles de la sustancia de partida}}$$

En este problema partimos de moles de H_2 y debemos determinar los moles de NH_3. Con base en la ecuación, la conversión es $3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$. Por tanto, la razón molar apropiada es la que tiene moles de NH_3 arriba:

$$\frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2}$$

4. Multiplica el número indicado de moles de la sustancia de partida (paso 2) por la razónm olara propiada(paso3)p arao btenerm olesd el as ustanciad eseada.

$$\text{Moles iniciales de la sustancia} \times \frac{\text{Moles de la sustancia deseada}}{\text{Moles de la sustancia de partida}}$$

Parae step roblema,l ac onversións ee scribec omos igue.

$$10.8 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} = 7.20 \text{ mol } NH_3 \quad \text{(respuesta)}$$

Advierte que los moles de la sustancia de partida se eliminan, y se obtienen 7.20 mol de NH_3. En este problema se hizo una conversión entre los moles de una sustancia dada, a los que podríamos llamar "moles de A", y los moles de la sustancia deseada, que podrían denominarse "moles de B", con ayuda de la razón molar como factor de conversión.L ac onversións er epresentac omos igue.

$$\text{Molesd e A} \longrightarrow \text{Moles de B}$$

Ahora, aprende a seguir este método por pasos para convertir "moles de A" a "moles de B", como se ilustra en el ejemplo 11.2.

EJEMPLO 11.2 Conversiones de mol a mol

¿Cuántos moles de oxígeno gaseoso se necesitan para quemar 1.20 mol de alcohol etílico, C_2H_5OH?L ae cuacióng uímicab alanceadae sl as iguiente.

$$C_2H_5OH + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

SOLUCIÓN Este problema es de la forma

$$\text{Plan: Moles de A} \longrightarrow \text{Moles de B}$$

- **PASO 1** Obténu nae cuacióng uímicab alanceada.(Estae cuacións ec onoce.)
- **PASO 2** Anota la cantidad conocida de una sustancia (expresada en este caso como moles de A) como punto de partida. (En este problema se nos da 1.20 mol de C_2H_5OHc omop untod ep artida.)

$$C_2H_5OH + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$
$$1.20 \text{ mol A} \quad ? \text{ mol B}$$

- **PASO 3** Escribe además la razón molar apropiada con base en la ecuación químicab alanceada.E sta razónm olard ebet enerl af orma

$$\frac{\text{Moles de la sustancia deseada}}{\text{Moles de la sustancia de partida}}$$

Para resolver este problema, inicia con los moles de C_2H_5OH para calcular los moles de O_2. Con base en la ecuación, la conversión de moles de A ⟶ moles de B es

$$1 \text{ mol } C_2H_5OH \longrightarrow 3 \text{ mol } O_2$$

Así, la razón molar apropiada es

$$\frac{3 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_2H_5OH}$$

- **PASO 4** Multiplica el número conocido de moles de la sustancia de partida (paso 2) por la razón molar apropiada (paso 3) para obtener los moles de la sustancia deseada.

$$1.20 \text{ mol } C_2H_5OH \times \frac{3 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} = 3.60 \text{ mol } O_2 \quad \text{(respuesta)}$$

Conexión con el aprendizaje
Resulta conveniente anotar *1.20 mol* debajo de C_2H_5OH en la ecuación, y *? mol* debajo de O_2.

EJERCICIO 11.2

Véanse los problemas 11.3 y 11.4.

(a) ¿Cuántos moles de CO_2 se producen al quemar 1.20 mol de alcohol etílico, C_2H_5OH?

(b) ¿Cuántos moles de agua se producen al quemar 1.20 mol de alcohol etílico?

11.3 Cálculos con moles y masas

Los cálculos estequiométricos referentes a cantidades de sustancias que reaccionan y productos de reacción se pueden efectuar en términos de moles, como se describe en la sección 11.2, pero las cantidades de sustancias químicas se suelen expresar como masas (en gramos o kilogramos). Las conversiones entre masa y moles de una sustancia dada se describieron en el capítulo 9. Ahora podemos combinar estas conversiones de masa a moles con las conversiones de "moles de A" a "moles de B" descritas en la sección 11.2.

Para llevar a cabo esta serie de conversiones, la masa de una de las sustancias ("gramos de A") se convierte primero a "moles de A" con base en la masa molar (gramos por mol) de la sustancia A. Después, los "moles de A" se convierten a "moles de B" mediante una razón molar. Los moles de la segunda sustancia ("moles de B") se pueden convertir de nuevo a "gramos de B" con base en la masa molar de la sustancia B. Esta serie de conversiones se sintetiza como sigue.

Modelod ec onversionese stequiométricas:

Gramosd e A ⟶ Molesd e A ⟶ Moles de B ⟶ Gramos de B

La Fig. 11.1 es un diagrama del tipo "mapa" que muestra la serie de conversiones por hacer, junto con los factores de conversión necesarios para efectuar estos cálculos estequiométricos.

La secuencia de conversión de "gramos de A" a "gramos de B" se completa siguiendoe stas eried ep asos.

Cómo convertir gramos de A a gramos de B

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
▼ paso a paso

1. Obténu nae cuaciónq uímicab alanceada.
2. Anota la cantidad conocida de un sustancia, identificada como "gramos de A", como punto de partida. (Puede ser cualquier reactivo o producto de la reacción.)
3. Convierte "gramos de A" a "gramos de B" empleando la masa molar de A como factor dec onversión.
4. Convierte "moles de A" a "moles de B" por medio de la razón molar (mol B/mol A) obtenidad el ae cuaciónq uímicab alanceada.
5. Convierte "moles de B" a "gramos de B" empleando la masa molar de B como factor dec onversión.

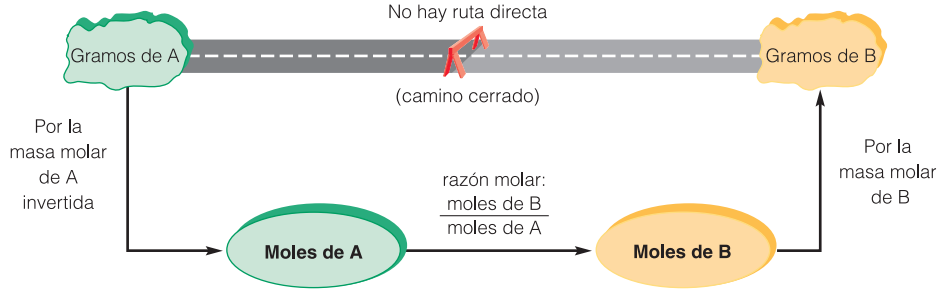
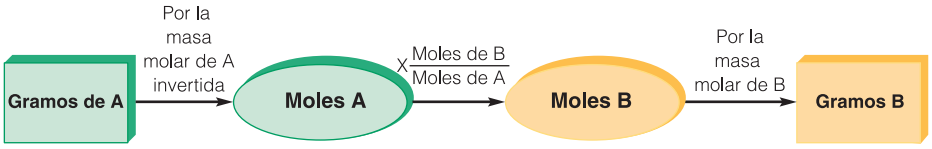


Figura 11.1 Mapa de las conversionese stequiométricas. Losf actoresd ec onversión aparecen al lado de las flechas.

Enu np roblemar epresentativod ee stet ipo,l asc onversionesa doptanl af ormag eneral

$$\text{Gramos de A} \times \underbrace{\frac{\text{Moles de A}}{\text{Gramos de A}}}_{\text{Lam asam olar de A(invertida) convierteg ramos de A a moles de A.}} \times \underbrace{\frac{\text{Moles de B}}{\text{Moles de A}}}_{\text{Lar azónm olar convierte molesd e A a moles de B.}} \times \underbrace{\frac{\text{Gramos de B}}{\text{Moles de B}}}_{\text{Lam asam olar deB c onvierte molesd eB a gramos de B.}} = \text{? gramos de B}$$

Estos ep ueder epresentare nf ormad ed iagramac omos igue:



El ejemplo 11.3 ilustra el uso de esta serie de pasos para resolver cálculos estequiométricos de conversiones de "gramos de A" a "gramos de B".

EJEMPLO 11.3 Gramos de A a gramos de B

¿Cuántos gramos de oxígeno gaseoso se necesitan para quemar 10.0 g de alcohol etílico, C_2H_5OH?L ae cuaciónq uímicab alanceadae sl as iguiente.

$$C_2H_5OH + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

SOLUCIÓN Este problema se ajusta a la forma

Plan: Gramos de A (alcohol) ⟶ Moles de A ⟶ Moles de B (oxígeno) ⟶ Gramos de B

- **PASO 1** Obténu nae cuaciónq uímicab alanceada.(Estae cuacións ec onoce.)
- **PASO 2** Anota la cantidad conocida de un sustancia, identificada como "gramos de A", como punto de partida. (En este problema se indican 10.0 g de C_2H_5OH comop untod ep artida.)
- **PASO 3** Plantea la conversión de "gramos de A" a "moles de A" empleando la masam olard e Ac omof actord e conversión.

$$10.0\ \text{g } C_2H_5OH \times \frac{3\ \text{mol } C_2H_5OH}{46.0\ C_2H_5OH} \qquad (\textit{incompleta})$$

- **PASO 4** Convierte los "moles de A" a "moles de B" mediante la razón molar (mol B/mol A)o btenidad el ae cuaciónq uímicab alanceada.

$$10.0\ \text{g } C_2H_5OH \times \frac{3\ \text{mol } C_2H_5OH}{46.0\ C_2H_5OH} \times \frac{3\ \text{mol } O_2}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} \qquad (\textit{incompleta})$$

- **PASO 5** Para convertir "moles de B" a "gramos de B", usa la masa molar de B (oxígeno) como factor de conversión. Ahora, prosigue con los cálculos matemáticosc ona yudad eu nac alculadora.

$$10.0\ \text{mol } C_2H_5OH \times \frac{1\ \text{mol } C_2H_5OH}{46.0\ \text{g } C_2H_5OH} \times \frac{3\ \text{mol } O_2}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} \times \frac{32.0\ \text{g } O_2}{1\ \text{mol } O_2} = 20.9\ \text{g } O_2$$

(respuesta)

Así pues, se necesitan 20.9 g de oxígeno gaseoso para quemar totalmente 10.0 g de alcohole tílico. Tambiéns ep odríac alcularl osg ramosd eC O_2 y H_2O que se producen.

EJERCICIO 11.3

(a) ¿Cuántos gramos de CO_2 se pueden producir al quemar 10.0 g de alcohol etílico?
(b) ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden producir al quemar 10.0 g de alcohol etílico?

En el ejemplo 11.3, la cantidad de la sustancia de partida se indicó en gramos, pero si esta cantidad inicial se da en moles ("moles de A" en vez de "gramos de A"), simplemente se omite el primer paso de conversión de la secuencia

$$\text{Gramosd e A} \longrightarrow \text{Molesd e A} \longrightarrow \text{Moles de B} \longrightarrow \text{Gramos de B}$$

Conexión con el aprendizaje
Advierte que, independientemente de las unidades que se empleen para los materiales de partida y los productos finales, las cantidades de dos sustancias químicas se podrán comparar sólo si se expresan como moles.

De forma análoga, si se desea conocer los "moles de B" en vez de los "gramos de B", simplementes eo mitee lp asof inald ec onversiónd el as ecuencia.

El ejemplo 11.4 ilustra una secuencia de conversión donde la cantidad de la sustancia de partida se indica en moles, y la cantidad de la segunda sustancia se debe calcular eng ramos.

EJEMPLO 11.4 Moles de A a gramos de B

Calcula cuántos gramos de sulfuro de plomo(II) se pueden oxidar con 5.22 mol de oxígenog aseoso,d ea cuerdoc onl ae cuacións iguiente.

$$2\ PbS + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ PbO + 2\ SO_2(g)$$

La galena es la principal mena de plomo y es principalmente PbS. El PbS se transforma en PbO, que se introduce en un alto horno y se reduce a plomo metálico, Pb.

SOLUCIÓN Este problema se ajusta a la forma

$$\text{Plan:}\quad \underset{\text{(oxígeno)}}{\text{Moles de A}} \longrightarrow \underset{\text{(PbS)}}{\text{Moles de B}} \longrightarrow \underset{\text{(PbS)}}{\text{Gramos de B}}$$

- **PASO 1** Obténu nae cuaciónq uímicab alanceada.(Estae cuacións ec onoce.)
- **PASO 2** Anota la cantidad conocida de un sustancia, identificada como "moles de A", como punto de partida. (En este problema se indica que 5.22 mol de oxígeno es elp untod ep artida.)
- **PASO 3** Plantea la conversión de "moles de A" a "moles de B" empleando la razónm olar(molB /mol A)o btenidad el ae cuaciónq uímicab alanceada.

$$5.22\ \text{mol } O_2 \times \frac{2\ \text{mol PbS}}{3\ \text{mol } O_2} \qquad (\textit{incompleta})$$

- **PASO 4** Convierte los "moles de B" a "gramos de B" (PbS en este problema) mediante la masa molar de B como factor de conversión. A continuación, prosigue con losc álculosm atemáticosc ona yudad eu nac alculadora.

$$5.22\ \text{mol } O_2 \times \frac{2\ \text{mol PbS}}{3\ \text{mol } O_2} \times \frac{329\ \text{g PbS}}{1\ \text{mol PbS}} = 832\ \text{g Pbs} \qquad \text{(respuesta)}$$

Usando la ecuación química proporcionada, 832 g de PbS pueden oxidarse por 5.22 mol de O_2.

EJERCICIO 11.4

(a) Con base en la información proporcionada en el ejemplo 11.4, calcula cuántos gramos de PbO puede producir la reacción.

(b) Con base en la cantidad de O_2 que se indica, calcula cuántos gramos de SO_2 se producen.

Véansel os problemas 11.5–11.14.

11.4 Cálculos con soluciones molares

Los cálculos con cantidades de sustancias que reaccionan se pueden efectuar con rapidez si todas las cantidades se expresan en moles (Sección 11.2). Estos cálculos también se pueden llevar a cabo cuando las cantidades químicas se expresan en gramos (Sección 11.3),p eros onn ecesariosm ásp asos.

En muchas reacciones químicas, ya sea una o las dos sustancias químicas que reaccionan se disuelven en agua (especialmente los ácidos, las bases y las sales solubles en agua) para formar una solución acuosa. En esta sección se describirán los cálculos estequiométricos en los que intervienen soluciones acuosas. Se puede calcular el número de moles de la sustancia disuelta si se conoce la concentración de la solución en términos de molaridad (M, moles por litro) y también el volumen de la solución. En los cálculos que siguen se conocen el volumen y la molaridad de una solución, y se debe calcular la cantidad en gramos de una segunda sustancia. La secuencia de conversión es en este caso.

Conexión con el aprendizaje
Los cálculos básicos con molaridad, M, se estudiaron en la sección 9.6.

$$\textbf{Volumen A}\ (\text{solución}) \xrightarrow{\text{Molaridadd e A}} \text{Moles de A} \longrightarrow \text{Moles de B} \longrightarrow \text{Gramos de B}$$

Por otra parte, si se conoce la masa de una sustancia química (“gramos de A”) y se debe calcular el volumen de una segunda solución (de molaridad conocida), la secuencia de conversión es ahora

$$\text{Gramos de A} \longrightarrow \text{Moles de A} \longrightarrow \text{Moles de B} \xrightarrow{\text{Molaridadd eB}} \textbf{Volumen B}\ (\text{solución})$$

La Fig. 11.2 muestra un “mapa” expandido de las conversiones estequiométricas con cantidades de soluciones medidas en volumen y con concentraciones en molaridades. En el ejemplo 11.5 se efectúan cálculos de este tipo.

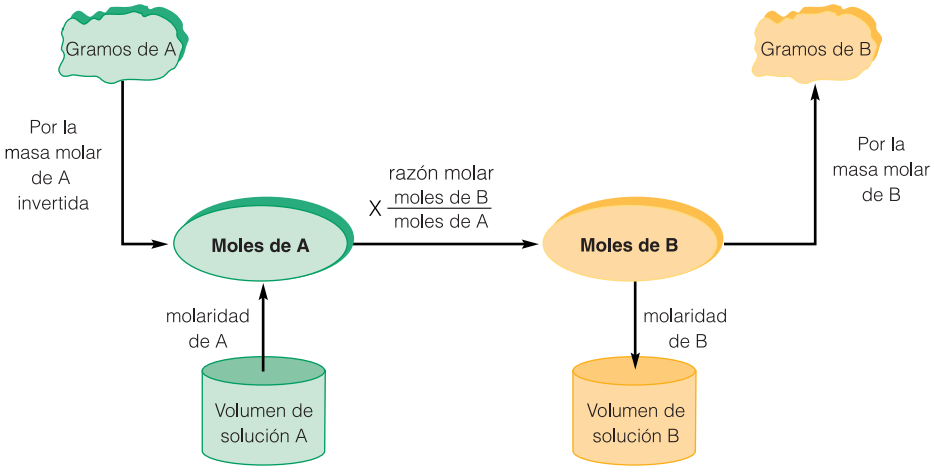


Figura 11.2 Conversiones estequiométricasc on concentracionesm olares.L os factoresd ec onversióna parecen al lado de las flechas.

Figura 11.3 Unat ableta antiácidaq uec ontienec arbonatod e calcior eaccionac oná cido clorhídrico,o c onc ualquierá cido dele stómago,y l iberad ióxidod e carbono.

EJEMPLO 11.5 Estequiometría con soluciones molares

Calcula cuántos mililitros de ácido clorhídrico, HCl(ac), 0.125 M reaccionarán totalmente con 0.500 g de $CaCO_3$ contenidos en una tableta antiácida, de acuerdo con la ecuaciónq uímicas iguiente.(Fig.1 1.3.)

$$2\ HCl + CaCO_3 \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2(g)$$

SOLUCIÓN Puesto que la cantidad química conocida se indica en gramos, y se debe calcular el volumen de solución de otra sustancia (de molaridad conocida), se empleará las ecuenciad ec onversións iguiente.

Plan: Gramosd e A ⟶ Molesd e A ⟶ Molesd eB $\xrightarrow{\text{Molaridadd eB}}$ VolumenB (solución)

- **PASO I** Obténu nae cuaciónq uímicab alanceada.(Estae cuacións ec onoce.)
- **PASO 2** Anota la cantidad conocida de un sustancia, identificada como "gramos de A", como punto de partida. (En este problema se nos da 0.500 g de $CaCO_3$ como puntod ep artida.)
- **PASO 3** Plantea la conversión de "gramos de A" a "moles de A" empleando la masam olard e Ac omof actord ec onversión.

$$0.500\ g\ CaCO_3 \times \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100.0\ g\ CaCO_3} \qquad (\textit{incompleta})$$

- **PASO 4** Plantea la conversión de "moles de A" a "moles de B" empleando la razónm olar(molB /mol A)o btenidad el ae cuaciónq uímicab alanceada.

$$0.500\ g\ CaCO_3 \times \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100.0\ g\ CaCO_3} \times \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ CaCO_3} \qquad (\textit{incompleta})$$

- **PASO 5** En este problema se debe convertir "moles de B" a un volumen de solución, "volumen de B". Para llevar a cabo esta conversión se emplea la molaridad de la solución (0.125 M, que significa 0.125 mol/L), pero se usa la forma invertida (1 L/0.125 mol de HCl) para que los términos se eliminen. Efectúa estos cálculos cona yudad eu nac alculadora.

$$0.500\ \cancel{g\ CaCO_3} \times \frac{1\ \cancel{mol\ CaCO_3}}{100.0\ \cancel{g\ CaCO_3}} \times \frac{2\ \cancel{mol\ HCl}}{1\ \cancel{mol\ CaCO_3}} \times \frac{1\ L\ de\ solución}{0.125\ \cancel{mol\ HCl}}$$

$$= 0.0800\ L\ de\ solución$$

Conexión con el aprendizaje
Expresa siempre la molaridad, M, de una solución como mol/L para hacer cálculos. Por ejemplo, 0.125 M son 0.125 mol/L.

El volumen de HCl(ac) debe indicarse en mililitros, por lo que es necesaria una conversióna dicional.

$$0.0800\ L\ \cancel{de\ solución} \times \frac{1000\ mL}{1\cancel{L}} = 80.0\ mL\ de\ HCl\ (ac) \qquad (respuesta)$$

Así pues, 80.0 mL de la solución de HCl especificada reaccionarán con los 0.500 g de $CaCO_3$ del at abletaa ntiácida.

EJERCICIO 11.5

(a) ¿Cuántos mililitros de HCl 0.100 M reaccionarán con 243 mg de $CaCO_3$?

Véanse los problemas 11.15-11.20.

(b) Una tableta antiácida típica no contiene $CaCO_3$ puro; contiene almidón, saborizante y otros ingredientes. Si 41.3 mL de HCl 0.206 M reaccionan con todo el $CaCO_3$ de una tableta, ¿cuántos gramos de $CaCO_3$ contiene la tableta?

11.5 Cálculos de reactivo limitante

Cuando se conoce la cantidad de uno de los reactivos, las razones molares obtenidas de la ecuación química (Sección 11.1) permiten calcular las cantidades estequiométricas de todas las demás sustancias que participan en una reacción determinada. Si hay exceso de uno de los reactivos, como suele ser el caso en muchos procesos químicos, se tiene un sobrante de esa sustancia una vez que la reacción se ha completado. El reactivo que se consume totalmente durante la reacción es el **reactivo limitante**. Se tiene un problema de *reactivo limitante* siempre que se indican las cantidades de dos o más reactivos. Cuando hay más de lo necesario de un reactivo en particular, se dice que el reactivo está en exceso.

Los problemas de reactivo limitante se parecen mucho a la preparación de emparedados, la cual se ilustra en la Fig. 11.4. Supón que cada emparedado debe llevar 2 rebanadas de pan, 3 rebanadas de carne y 1 rebanada de queso.

2 rebanadas de pan + 3 rebanadas de carne + 1 rebanada de queso → 1 EMPAREDADO

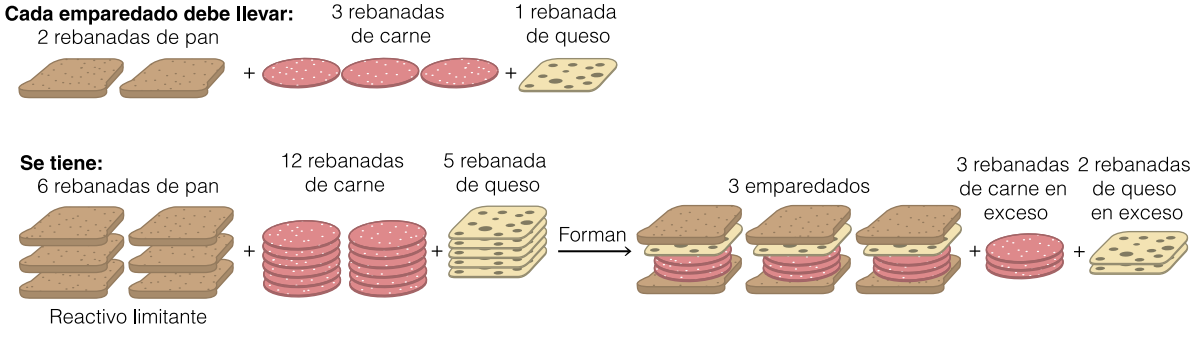
¿Cuántos emparedados se pueden preparar si se tienen 6 rebanadas de pan, 12 rebanadas de carne y 5 rebanada de queso? Una forma de averiguarlo consiste en tomar cada "reactivo" por separado y establecer el número máximo de emparedados que se pueden prepararc onl ac antidadd isponible.

$$6 \text{ rebanadas de pan} \times \frac{1 \text{ emparedado}}{2 \text{ rebanadas de pan}} = 3 \text{ emparedados}$$

$$12 \text{ rebanadas de carne} \times \frac{1 \text{ emparedado}}{3 \text{ rebanadas de carne}} = 4 \text{ emparedados}$$

$$5 \text{ rebanadas de queso} \times \frac{1 \text{ emparedado}}{1 \text{ rebanada de queso}} = 5 \text{ emparedados}$$

Figura 11.4 Cuando preparas emparedados con pan, carne y queso, cualquiera de los ingredientes que se termine limitará el número de emparedados que puedes preparar, del mismo modo que el "reactivo limitante" restringe el número de productos que se pueden formar durante una reacción química.



Se tienen tres respuestas diferentes, pero sólo la más *pequeña* es la correcta. En este caso se puede pensar que el pan es un reactivo limitante: nos limita a sólo tres emparedados. La carne y el queso están en exceso. Hay carne suficiente para preparar cuatro emparedados, y el queso alcanza para preparar seis; pero en ambos casos no tenemos suficiente pan, que es, por tanto, el reactivo limitante. Advierte que el reactivo limitante, como lo demuestra la analogía de los emparedados, no necesariamente es aquél del cual se tiene la menor cantidad.

Conexión con el aprendizaje
El reactivo limitante no necesariamente es aquél del cual se tiene la menor cantidad, porque las proporciones de los reactivos pueden no ser de 1 a 1.

Como ejemplo de reactivos limitantes en química, regresemos a la reacción del nitrógenoc onh idrógenoq uep roducea moniaco.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

Supón que tienes seis moléculas de H_2 y una molécula de N_2, y deseas conocer la cantidad máxima de amoniaco que se puede producir, como lo ilustra la Fig. 11.5. El modelo que ideamos para averiguar el número máximo de emparedados es análogo al método que emplearemos para establecer la cantidad máxima de NH_3 que se produce.

$$6 \text{ moléculas de } H_2 \times \frac{2 \text{ moléculas de } NH_3}{3 \text{ moléculas de } H_2} = 4 \text{ moléculas de } NH_3$$

$$\text{molécula de } N_2 \times \frac{2 \text{ moléculas de } NH_3}{1 \text{ molécula de } N_2} = 2 \text{ moléculas de } NH_3$$

En este caso el reactivo limitante es el nitrógeno, que forma la menor cantidad de productos: nos limita a la formación de dos moléculas de amoniaco. El hidrógeno está en exceso. Si se aumenta la escala de las cantidades y se emplean moles, las proporciones son las mismas que cuando se trataba de moléculas. Así, si partimos de 6 mol de H_2 y 1 mol de N_2, podemos calcular el número de moles de NH_3 ques ep roducen.

$$6 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } N_2} = 4 \text{ mol } NH_3$$

$$1 \text{ mol } N_2 \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } N_2} = 2 \text{ mol } NH_3$$

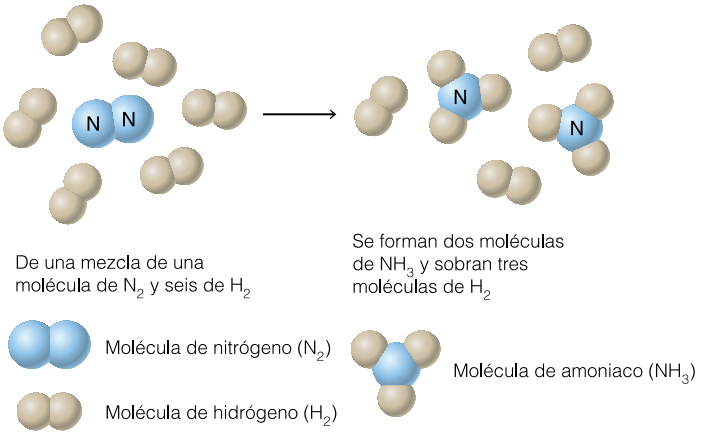


Figura 11.5 Cuandos ef orma amoniaco a partir de una mezcla de unam oléculad eN $_2$ y seis de H_2, todo el nitrógeno se consume en la formación ded osm oléculasd e amoniaco.L asp roporcionesn o cambian si se emplean moles. Lac antidadd en itrógenol imita la cantidad de amoniaco que se puedef ormar.E ln itrógenoe se l *reactivol imitante*.E lh idrógeno estáp resentee ne xceso.

Una vez más, el nitrógeno es el reactivo limitante: nos limita a la formación de dos molesd ea moniaco.H ayh idrógenom ásq ues uficientep aral ar eacción;e stáe ne xceso.

Cuando las cantidades que reaccionan se dan en gramos o litros, primero es necesario convertir estos valores a moles. A partir de ese punto los cálculos se apegan al modelo aquí expuesto. Debes reflexionar detenidamente en cada problema, pero te será útil seguir los modelos de los emparedados y del amoniaco al resolver problemas con reactivos limitantes.

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
▼ paso a paso

Cálculos de reactivo limitante

1. Calcula en todos los casos la cantidad de producto que se forma (en moles o gramos)c onb asee nl ac antidadc onocidad ec adar eactivo.
2. Identifica el *reactivo limitante*. Es el reactivo que forma la menor cantidad de producto.
3. La cantidad de producto que se puede formar durante la reacción es la que forma el reactivol imitante.

Ahora que ya comprendes los conceptos que permiten resolver problemas con reactivos limitantes, efectúa los cálculos que se muestran en el ejemplo 11.6.

EJEMPLO 11.6 **Cálculos de reactivo limitante**

Si se colocan 55.0 g de nitrógeno gaseoso en un recipiente de reacción junto con 55.0 g de hidrógeno gaseoso, determina cuál sustancia es el reactivo limitante y cuántos gramosd ea moniacog aseosop uedep roducire star eacción.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

SOLUCIÓN La información proporcionada te permite saber que se trata de un problemad er eactivol imitante.

- **PASO 1** Con base en las cantidades indicadas en el problema, calcula cuántos gramos de producto se forman a partir de cada reactivo.

$$\text{Con el } N_2\text{:}\quad 55.0\ \cancel{g\ N_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ N_2}}{28.0\ \cancel{g\ N_2}} \times \frac{2\ \cancel{mol\ NH_3}}{1\ \cancel{mol\ N_2}} \times \frac{17.0\ g\ NH_3}{1\ \cancel{mol\ NH_3}} = 66.8\ g\ NH_3$$

$$\text{Con el } N_2\text{:}\quad 55.0\ \cancel{g\ H_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ H_2}}{2.02\ \cancel{g\ H_2}} \times \frac{2\ \cancel{mol\ NH_3}}{3\ \cancel{mol\ H_2}} \times \frac{17.0\ g\ NH_3}{1\ \cancel{mol\ NH_3}} = 309\ g\ NH_3$$

- **PASO 2** La menor cantidad de producto se forma con la cantidad de nitrógeno indicada;p ort anto, el N_2 ese lr eactivol imitante.
- **PASO 3** La cantidad de producto que se forma es la menor cantidad de gramos calculadae ne lp aso 66.8 g de NH_3. (respuesta).

EJERCICIO 11.6

Repite los cálculos descritos en el ejemplo 11.6, pero esta vez considera 55.0 g de nitrógenog aseosoy 1 0.0g d eh idrógenog aseosop arae stablecer

(a) cuántos gramosd ea moniacos e pueden producir.

(b) ¿Cuáls ustanciae se lr eactivol imitante?¿ Cuále stáe ne xceso?

11.6 Rendimiento porcentual

En el ejemplo 11.6 se estableció que se pueden producir 66.8 g de amoniaco gaseoso cuando 55.0 g de nitrógeno, que es el reactivo limitante, reaccionan con una cantidad suficiente

de hidrógeno gaseoso. Esta cantidad calculada de amoniaco, denominada rendimiento teórico, es el rendimiento máximo que la reacción es capaz de producir. El **rendimiento teórico** se define con más precisión como la cantidad máxima que se puede formar de una sustancia durante una reacción cuando el reactivo limitante reacciona en su totalidad, conforme a la ecuación química.

Cuando se llevan a cabo reacciones químicas en el laboratorio y en actividades de fabricación, es muy difícil obtener el 100% de rendimiento teórico. Esto se debe a varios factores, entre ellos a la reacción incompleta del reactivo limitante, condiciones de reacción no ideales, reacciones reversibles, la formación de productos de reacción no buscados y pérdidas de producto al transferir de un recipiente a otro. La cantidad de producto (por lo regular en gramos) que se obtiene de la reacción se le llama **rendimiento real**.

El **rendimiento porcentual** de una reacción se obtiene dividiendo el rendimiento reale ntree lr endimientot eóricoy m ultiplicandop or1 00%,c omoa quís em uestra.

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100\% = \text{Rendimiento porcentual}$$

En el ejemplo 11.6 se calculó un rendimiento teórico de 66.6 g de amoniaco. Si la cantidad real de amoniaco obtenida al término de la reacción fue de 56.9 g, el rendimiento porcentuale s

$$\frac{56.9 \text{ g (rendimiento real)}}{66.6 \text{ g (rendimiento teórico)}} \times 100\% = 85.4\%$$

El ejemplo que sigue ilustra los cálculos en los que intervienen masas y volúmenes der eactivos,e lr endimientot eóricoy t ambiéne lr endimientop orcentual.

EJEMPLO 11.7 Rendimiento teórico y rendimiento porcentual

(a) Calcula el rendimiento teórico de cloruro de sodio (en gramos) que produce la reacción de 20.0 g de $NaHCO_3$ con 50.0 mL de ácido clorhídrico 6 M, con base enl ae cuaciónq uímicas iguiente.

$$NaHCO_3 + HCl(ac) \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2(g)$$

(b) ¿Cuál es el rendimiento porcentual si se obtuvieron 12.3 g de NaCl?

SOLUCIÓN

(a) Parar espondere stei ncisos es eguiránl osp asosq uea c ontinuacións ei ndican.

■ **PASO I** Calcular ac antidade ng ramosq uec adar eactivof ormaría.

Conr espectoa lN $aHCO_3$ (masac onocida):

$$20.0 \text{ g } \cancel{NaHCO_3} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol NaHCO}_3}}{84.0 \text{ } \cancel{\text{g NaHCO}_3}} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol NaCl}}}{1 \text{ } \cancel{\text{mol NaHCO}_3}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ } \cancel{\text{mol NaCl}}} = 13.9 \text{ g NaCl}$$

Conr espectoa l HCl(ac)(volumenc onocido):

$$0.0500 \text{ } \cancel{\text{L HCl}}(ac) \times \frac{6 \text{ } \cancel{\text{mol HC}}}{1 \text{ } \cancel{\text{L HCl}}} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol NaCl}}}{1 \text{ } \cancel{\text{mol HCl}}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ } \cancel{\text{mol NaCl}}} = 17.6 \text{ g NaCl}$$

■ **PASO 2** La cantidad más pequeña de producto la forma la cantidad de $NaHCO_3$ indicada;p ort anto

elN $aHCO_3$ ese lr eactivol imitante.

■ **PASO 3** El rendimiento teórico de NaCl es la cantidad menor en gramos calculada en el paso 1: 13.9g (rendimiento teórico).

(b) Cálculo delr endimientop orcentual.

$$\frac{12.3 \text{ g (rendimiento real)}}{13.9 \text{ g (rendimiento teórico)}} \times 100\% = 88.5\%$$

EJERCICIO 11.7

(a) ¿Cuál será el rendimiento porcentual si en el ejemplo anterior el rendimiento real es tan sólo 1.0 g mayor?

(b) ¿Cuál será el rendimiento porcentual si en el ejemplo anterior el rendimiento real es de 11.8 g?

Véansel os problemas 11.21-11.26.

11.7 Cambios de energía en las reacciones químicas

La energía que se libera durante las reacciones químicas es una importante fuerza motriz de éstas. Este cambio de energía ayuda a explicar por qué se llevan a cabo las reacciones, pues éstas tienden a proceder hacia la formación de productos en un estado de menor energía. Se aprovecha este principio fundamental cuando se quema gas natural o cualquier otro combustible. El componente principal del gas natural es el metano, CH_4. Cuando esta sustancia se quema, consume oxígeno del aire y libera energía, al mismo tiempo que produce dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua (un gas). Una forma de mostrar que se desprende calor durante la reacción consiste en escribir la palabra *calor* en el lado derecho de la ecuación, como sigue.

Conexión con el aprendizaje
- Una importante fuerza motriz de las reacciones es que éstas tienden a liberar energía y, de este modo, a formar productos en un estado de menor energía.
- Otra fuerza motriz, la tendencia hacia el máximo desorden, conocida como entropía, se analizará al final de esta sección.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2(g) + \text{Calor}$$

Esta ecuación, sin embargo, no indica la cantidad de energía que se libera. Las cantidades de energía calorífica se expresan en ocasiones en la conocida **caloría** (cal) o en la kilocaloría (kcal), pero la unidad SI que se prefiere es el **joule** (J) o el kilojoule (kJ). Estasu nidadess ei nterconviertenc onf acilidad.P ord efinición,

Conexión con el aprendizaje
La caloría y el joule ya se presentaron en la sección 3.13.

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$
$$1 \text{ kcal} = 4.184 \text{ kJ}$$

La magnitud del cambio de energía que ocurre durante una reacción está determinado por las sustancias químicas presentes, las cantidades empleadas y también las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción. Se puede escribir de nuevo una ecuación química dada para mostrar la cantidad específica de energía que se libera cuando se quema un mol de metano en la atmósfera (donde la presión es constante) a 25°C, donde el agua que se produce es un vapor. En estas condiciones, la combustión de 1 mol de $CH_4(g)$ consume 2 mol de $O_2(g)$ para formar 1 mol de $CO_2(g)$ y 2 mol de $H_2O(g)$, al mismo tiempo que libera 802 kJ (192 kcal).

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + 802 \text{ kJ}$$

El cambio de energía es mayor cuando el agua se produce en estado líquido, porque el vapor de agua contiene más energía que el agua líquida.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(1) + 890 \text{ kJ}$$

Se libera energía durante la combustión de metano, gasolina, alcohol y de todos los demás combustibles. Una reacción en la que se libera energía calorífica se califica como **reacción exotérmica**. Si se liberan otras formas de energía, la reacción es *exergónica* (Sección2 .7).

Conexión con el aprendizaje
La electrólisis del agua se mencionó inicialmente en la sección 4.6 en relación con la ley de las proporciones definidas, y se describió con más detenimiento en la sección 10.7 como ejemplo de reacción de descomposición.

Las **reacciones endotérmicas** son aquéllas que absorben o toman energía calorífica. Aunque la mayor parte de las reacciones son exotérmicas, algunas son endotérmicas. Las reacciones de este tipo requieren una aportación constante de energía mientras se llevan a cabo. Si la energía que se absorbe tiene otra forma, la reacción es *endergónica*. La descomposición del agua por una corriente eléctrica proveniente de una batería o de otra fuente de corriente directa es un buen ejemplo de reacción endergónica. Este procedimiento se conoce como **electrólisis** del agua, y es un método para producir oxígeno e hidrógeno gaseosos de gran pureza. Se necesitan 283 kJ (67.6 kcal) de energía para descomponer 1 mol de agua. Los 283 kJ se muestran en el lado izquierdo de la ecuación.

$$H_2O(1) + 283\ kJ \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g)$$

El coeficiente fraccionario se utiliza en este caso porque se desea destacar el cambio de energía correspondiente a un mol de agua.

La reacción inversa, sin embargo, es exotérmica; en ella se libera precisamente la misma cantidad de energía. Cuando se enciende una mezcla de hidrógeno y oxígeno gaseosos, se forma agua y un fuerte estallido acompaña la liberación de energía. Con respecto a la combustión de un mol de hidrógeno se puede escribir

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \xrightarrow{\text{chispa}} H_2O(1) + 283\ kJ$$

La energía que se libera en una reacción exotérmica está relacionada directamente con la diferencia de *energía química* entre los productos y los reactivos. No nos interesa tanto la energía química de los reactivos o los productos como el *cambio de calor* de una reacción, conocido como cambio de **entalpía** (cuando la presión es constante) y que se representa como ΔH (Δ = cambio, H = *entalpía*). El cambio de entalpía de una reacción, ΔH, es igual a la suma de las entalpías de los productos menos la suma de las entalpías de los reactivos. En una reacción exotérmica, la suma de las entalpías de los productos es menor que la suma de las entalpías de los reactivos. Por tanto, ΔH es un número negativo. La reacción exotérmica de la combustión del hidrógeno.

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(1) + 283\ kJ$$

suelee scribirsed ee stao traf orma,m ostrandoe lv alorn egativod e ΔH.

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(1) \quad \Delta H = -283\ kJ$$

El valor de ΔH se aplica a la reacción tal como está escrita en moles; es decir, 1 mol de H_2, 0.5 mol de O_2 y 1 mol de H_2O. La Fig. 11.6 muestra un diagrama de niveles de energía de esta reacción exotérmica. Advierte que el nivel de energía de los productos está por debajo del nivel de energía de los reactivos; el ΔH del ar eacción sn egativo.

La combustión del hidrógeno es exotérmica; en cambio, la electrólisis del agua es una reacción ndergónicac onu n ΔH positivo.

$$H_2O(1) \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \quad \Delta H = +283\ kJ$$

En la Fig. 11.7 se muestra un diagrama de niveles de energía de esta reacción endergónica, en la cual el nivel de los productos es más alto que el de los reactivos, y ΔH esp ositivo.

Considera, como una importante aplicación biológica, la reacción de combustión del ag lucosa.

$$\underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6(s)} + 6\ O_2(g) \longrightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \quad \Delta H = -2540\ kJ$$

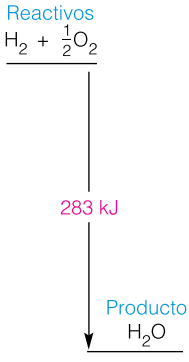


Figura 11.6 Reacción exotérmica entreh idrógenoy oxígenog aseosos.L ac ombustión delh idrógenoe su nar eacción exotérmica: $\Delta H = -283$ kJ. La energía que el producto (agua) posee es menor que la energía de los reactivos;p ort anto, ΔH es negativo.

Ya sea que se queme al aire libre o se metabolice en el interior de las células del cuerpo humano (o de cualquier otro organismo), un mol de glucosa (180 g) libera la misma cantidad de energía: 2540 kJ o 607 kcal (o 607 Calorías para quienes siguen una dieta).

La reacción inversa se lleva a cabo durante la fotosíntesis, en las plantas verdes. Mediante una serie de reacciones, el dióxido de carbono y el vapor de agua reaccionan en presencia de clorofila para formar glucosa y oxígeno. La planta obtiene del Sol la energía necesaria para este proceso endergónico. Advierte una vez más que el valor de ΔH tienes ignoo puestoc uandol ar eaccións ei nviert e.

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \longrightarrow \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 6\ O_2(g) \qquad \Delta H = +2540\ \text{kJ}$$

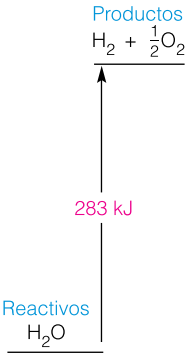


Figura 11.7 Lad escomposición del agua es una reacción endergónica: $\Delta H = +283$ kJ. La energía que los productos poseen es mayor que la energía de los reactivos; por tanto, ΔH esp ositivo.C uandos eu tiliza unac orrientee léctricap ara suministrarl ae nergía,e lp roceso sel lamae lectrólisis.

EJEMPLO 11.8 Cambio de entalpía

Calcula lae nergía(enk ilojoules)q uel iberae lm etabolismod e1 0.0g d eg lucosa.

SOLUCIÓN Escribe la ecuación y el cambio de entalpía de la combustión de glucosa como se ha mostrado en esta sección.

$$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2(g) \longrightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g) \qquad \Delta H = -2540\ \text{kJ}$$

De conformidad con esta ecuación, la combustión (o el metabolismo) de 1 mol de glucosa (180. g) libera 2540 kJ. Se puede escribir este dato como factor de conversión.

$$\frac{2540\ \text{kJ liberados}}{1\ \text{mol de glucosa}}$$

Ahora, inicia con la cantidad de glucosa en gramos y multiplícala por los factores de conversióna propiadosp arao btenerl ae nergía *liberada*.

$$10.0\ \text{g de glucosa} \times \frac{1\ \text{mol de glucosa}}{180.\ \text{g de glucosa}} \times \frac{2540\ \text{kJ liberados}}{1\ \text{mol de glucosa}} = 141\ \text{kJ} \quad \text{(respuesta)}$$

Véansel os problemas 11.27-11.32.

EJERCICIO 11.8

(a) Calcula la energía (en kJ) que se libera al quemar 12.0 g de glucosa.

(b) Calcula la energía (en kJ) que se libera al quemar 0.150 mol de glucosa.

¿Por qué se llevan a cabo las reacciones?

La tendencia de una reacción a llevarse a cabo depende en gran medida de los cambios de energía que se producen. Asimismo, sabemos por la **primera ley de la termodinámica** que en las reacciones químicas no se crea ni se destruye energía. La fuerza motriz principal de la mayor parte de las reacciones químicas es el hecho de que las sustancias con mucha energía tienden a reaccionar para formar productos más estables y de menor energía, por lo cual se libera energía y la reacción es exotérmica. Si esto fuera cierto en todos los casos, todas las reacciones serían exotérmicas y todas tendrían un cambio de entalpía negativo, $-\Delta H$. Sin embargo, algunos cambios endotérmicos ocurren espontáneamente, por sí solos, con un cambio de entalpía positivo (ΔH). Por ejemplo, en una compresa fría (Fig. 11.8) se disuelve en agua nitrato de amonio, el cual toma energía calorífica del agua y, con ello, reduce la temperatura del líquido. Este proceso es endotérmico. Cuando el hielo se funde y cuando el agua se evapora, sus moléculas toman calor

Figura 11.8 Cuando se rompe el cierreh erméticoi nternod el a compresaf ríaa plicandou naf uerza, el nitrato de amonio de un compartimientos em ezclac on ela guad elo troc ompartimiento. Conformee ln itratod ea monio se disuelve, se absorbe calor y la temperaturad el ac ompresaf ría descender ápidamente.E step roceso ese ndotérmico;p ort anto, ΔH es negativo.

de su entorno y alcanzan estados de mayor energía. También estos cambios son endotérmicos,y ΔH esp ositivo.

¿Por qué no todos los cambios son exotérmicos? La pieza que falta en el rompecabezas, y que no se ha mencionado, es el desorden. La medida del desorden es una cantidad termodinámica llamada **entropía**, que se identifica mediante el símbolo *S*. Cuando más desorden tiene un sistema, tanto mayor es su entropía. Mucho más que la cantidad de entropía de un sistema, nos interesa su cambio de entropía, que se representa como ΔS. Un ΔS positivo indica un aumento del desorden. Un ΔS negativo indica una disminución del desorden.

De acuerdo con la **segunda ley de la termodinámica**, la entropía del universo aumenta todo el tiempo; no necesariamente en un pequeño rincón, sino en conjunto. Por ejemplo, tu casa o tu escritorio tiende a estar más desordenado: la entropía aumenta. Sin embargo, si te dedicas a poner de nuevo en orden las cosas, el desorden y la entropía del sistema (el escritorio) disminuyen. No olvides, empero, que la disminución del desorden de tu casa o tu escritorio fue posible sólo porque trabajaste en ello, y esto consume energía. Para hacer el trabajo metabolizaste alimento y generaste calor, que emitiste hacia el aire. Así pues, para que en un área —el escritorio o la casa— la entropía disminuyese y el orden aumentase, fue necesario realizar trabajo; por tanto, la entropía debió aumentare no trap arte.

Conexión con el aprendizaje
La combinación de las cantidades termodinámicas ΔH, ΔS y la temperatura permite predecir con exactitud cuáles reacciones se llevarán a cabo, pero un análisis más detenido de estos temas queda fuera del alcance de este libro. Estos temas son importantes, sus implicaciones son de gran alcance, y los estudiarás en cursos subsiguientes de química y física.

La sustancia que se funde o evapora pasa de un estado de menor energía a uno de mayor energía, y ΔH es positivo, pero estos procesos se acompañan de un aumento del desorden, es decir, un aumento de entropía. Si se mezclan dos sustancias puras, o si se disuelve una sustancia en otra, la entropía aumenta. Si se lleva a cabo una reacción química y hay más moles de gas en el lado de los productos de la reacción, la entropía aumenta. Cuando se eleva la temperatura de cualquier sustancia, ya sea sólida, líquida o gaseosa, el movimiento molecular aumenta y también la entropía. Por el contrario, si se reduce la temperatura de una sustancia, el movimiento molecular disminuye, y con ello lae ntropía.

En la naturaleza hay una tendencia general hacia el desorden. Cuando llevamos minerales de un lugar a otro, los fertilizantes serían un buen ejemplo, y los dispersamos por todo el planeta, simplemente estamos ayudando a la naturaleza a aumentar la entropía. Cuando extraemos mena de hierro de una mina y la convertimos en automóviles que terminan en depósitos de chatarra, en esencia estamos ayudando la naturaleza a aumentar la entropía. Siempre que un sistema ordenado se torna menos ordenado, la entropía aumenta. Ya sea que consideremos la formación del Gran Cañón o el deslave de terrenos agrícolas hacia los ríos, veremos que son sistemas bien ordenados en los que el desorden aumenta. La entropía del universo aumenta todo el tiempo.

EJEMPLO 11.9 Cambios de la entropía

Indica si ΔS es positivo o negativo, y explica las observaciones siguientes en términos deu na umentoo d isminuciónd eld esorden.

(a) El hielo seco (CO_2 sólido)s ublimay s et ransforma enC O_2(g).

(b) Un mazo de cartas nuevo cae al piso y siempre queda más desordenado.

(c) Elh ierros ee nmohece:

$$Fe(s) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$$

SOLUCIÓN

(a) Las moléculas de CO_2 en estado gaseoso están mucho más separadas y se desplazan con mayor rapidez, por lo que el desorden aumenta; ΔS esp ositivo.

(b) El mazo de cartas nuevo está muy organizado. La energía de la caída desorganiza lasc artas. ΔS esp ositivo.

(c) Hay moléculas gaseosas como reactivos, pero no como productos; por tanto, los productos están más ordenados que los reactivos y ΔS es negativo. Por tanto, la fuerza motriz de esta reacción no es ΔS,s ino ΔH.

EJERCICIO 11.9

Véansel os problemas 11.33 y 11.34.

Indica si ΔS es positivo o negativo, y explica las observaciones siguientes en términos deu na umentoo d isminuciónd eld esorden.

(a) Un tazón de vidrio se rompe con facilidad, pero es difícil armarlo y pegarlo de nuevo.

(b) Una mezcla de sal y pimienta no se separa espontáneamente en montones individuales de sal y de pimienta.

(c) El agua se evapora no obstante que el ΔH delp rocesoe sp ositivo.

Resumen del capítulo

Los cálculos estequiométricos sirven para establecer las cantidades proporcionales de las sustancias químicas participantes en una reacción, cuando se tiene una ecuación química balanceada y se conoce la cantidad de uno de los reactivos o productos.

Con los coeficientes numéricos de la ecuación química balanceada se escriben razones molares de todos los pares de sustancias que intervienen en la reacción. El número de moles de una sustancia sirve de base para calcular el número de moles de una segunda sustancia; estos er epresentac omos igue.

$$\text{Molesd e A} \longrightarrow \text{Moles de B}$$

Para efectuar esta conversión, el número de moles de una sustancia dada se multiplica por la razón molar apropiada para obtener el número de moles de una segunda sustancia. Esta operaciónd ec onversióna doptal af ormag eneral

$$\text{Moles de A} \times \frac{\text{Moles de B}}{\text{Moles de A}} = \text{? moles de B}$$

Si se conoce la masa de cualquiera de los reactivos o productos (gramos de A), la secuencia de conversión para determinar la masa de cualquier otra sustancia participante en la reacción (gramos de B) se escribe como sigue.

$$\text{Gramosd e A} \longrightarrow \text{Molesd e A} \longrightarrow \text{Moles de B} \longrightarrow \text{Gramos de B}$$

Las eried ec onversionesa doptal af ormag eneral

$$\text{Gramos de A} \times \frac{\text{Moles de A}}{\text{Gramos de A}} \times \frac{\text{Moles de B}}{\text{Moles de A}} \times \frac{\text{Gramos de B}}{\text{Moles de B}} = \text{? gramos de B}$$

Si la cantidad de la primera sustancia se indica en moles en vez de gramos, simplemente se omite el primer paso de conversión de la secuencia. De forma análoga, si se desea expresar la cantidad final en moles, se omite el paso final de conversión de la secuencia.

Si se conoce el volumen y la molaridad de una solución acuosa de la sustancia de partida,l as ecuenciaa doptal af ormag enerals iguiente.

$$\text{Volumen de A} \xrightarrow{\text{molaridad de A}} \text{Moles de A} \longrightarrow \text{Moles de B} \longrightarrow \text{Gramos de B}$$

Asimismo, “moles de B” se puede convertir a “volumen de B” si se conoce la molaridad de las oluciónB .

$$\text{Gramosd e A} \longrightarrow \text{Molesd e A} \longrightarrow \text{Moles de B} \xrightarrow{\text{molaridad de B}} \text{Volumen de B}$$

Al reactivo que se consume en su totalidad en una reacción se le llama reactivo limitante. El rendimiento teórico es la cantidad máxima de producto que una reacción completa puede formar, con base en cálculos estequiométricos. El rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene finalmente luego de llevar a cabo una reacción. El rendimiento porcentual de una reacción se calcula como sigue.

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100\% = \text{Rendimiento porcentual}$$

El calor de reacción, o cambio de entalpía de una reacción, depende de las cantidades de las sustancias químicas que reaccionan. En una reacción exotérmica se libera energía calorífica; el cambio de entalpía tiene un valor negativo. En una reacción endotérmica se absorbe energía calorífica; el cambio de entalpía tiene un valor positivo. Para entender por qué se lleva a cabo una reacción, primero se examina el cambio de entalpía y la primera ley de la termodinámica. La mayor parte de las reacciones son exotérmicas. Sin embargo, de la segunda ley de la termodinámica se deduce la importancia de la entropía como fuerza motriz de las reacciones cuyos productos están apreciablemente más desordenados que sus reactivos.

Independientemente de que nuestro interés se centre en la manufactura de plásticos, medicamentos, agentes limpiadores o fibras sintéticas; en la producción de metales a partir de sus menas; en la formación de gases contaminantes en la atmósfera; o en el metabolismo de los alimentos, todos estos procesos son estequiométricos. En todos estos procesos, como en cualquier otro cambio químico, intervienen cantidades de sustancias químicas y cambios energéticos definidos. Durante los cambios químicos no se crea ni se destruye materia ni energía; por consiguiente, los cálculos estequiométricos nos permiten establecer las cantidades específicas en cuestión.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Escribe razones molares de todos los pares de sustancias participantes en las reaccionesq uímicasd adas.[11.1]
2. Efectúac álculose stequiométricosd e“ molesd e A”a “ molesd eB ”.[11.2]
3. Efectúa cálculos de “moles de A” a “masa de B” y de “masa de A” a “moles de B”. [11.3]
4. Efectúac álculose stequiométricosc ons olucionesm olares.[11.4]
5. Identifica el reactivo limitante y calcula las cantidades de los productos de reacción conb asee nl asc antidadesc onocidasd es ustanciasq uímicas.[11.5]
6. Calcular endimientost eóricosy r endimientosp orcentualesd er eacciones.[11.6]
7. Calculac ambiosd ee nergíad er eaccionese xotérmicasy e ndotérmicas.[11.7]
8. Explica, en términos de cambios de entalpía y de entropía, por qué se llevan a cabo lasr eacciones.[11.7]

Términos clave

caloría[11.7]
electrólisis[11.7]
entalpía[11.7]
entropía[11.7]
estequiometría[intro]
joule[11.7]
primeral eyd el at ermodinámica[11.7]
razónm olar[11.1]
reacción endotérmica[11.7]
reacción exotérmica[11.7]
reactivol imitante[11.5]
rendimientop orcentual[11.6]
rendimientor eal[11.6]
rendimientot eórico[11.6]
segundal eyd el at ermodinámica[11.7]

Problemas

Razonesm olaresa partird ee cuaciones químicas

11.1 Conr espectoa l ae cuaciónq uímicas iguiente

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2\,HNO_3(ac) + NO(g)$$

indical ar azónm olarq ues en ecesitap arac onvertir

a. de moles de NO_2 a moles de HNO_3.
b. de moles de NO_2 a moles de NO.
c. de moles de HNO_3 a moles de H_2O.
d. de moles de NO a moles de HNO_3.

11.2 Conr espectoa l ae cuaciónq uímicas iguiente

$$Al_2(SO_4)_3 + 3B\ a(NO_3)_2 \longrightarrow 3B\ aSO_4 + 2\,Al(NO_3)_3$$

indical ar azónm olarq ues en ecesitap arac onvertir

a. de moles de $Al_2(SO_4)_3$ a moles de $BaSO_4$.

b. de moles de $BaSO_4$ a moles de $Al_2(SO_4)_3$.
c. de moles de $Ba(NO_3)_2$ am olesd e $Al(NO_3)_3$.
d. de moles de $Ba(NO_3)_2$ a moles de $Al_2(SO_4)_3$.

Cálculos de mol a mol

11.3 Con respecto a la reacción del problema 11.1, calcula eln úmerod e
a. moles de HNO_3 que se pueden producir a partir de 63.3 mol de NO_2.
b. moles de NO que se pueden producir a partir de 12.3 mol de NO_2.
c. moles de agua necesarios para producir 6.44 mol de HNO_3.
d. moles de HNO_3 que se pueden formar junto con 7.25 mol de NO.

11.4 Con respecto a la reacción del problema 11.2, calcula eln úmerod e
a. moles de $BaSO_4$ que se pueden preparar a partir de 0.225 mol de $Al_2(SO_4)_3$.
b. moles de $Al_2(SO_4)_3$ necesarios para preparar 3.30 mol de $BaSO_4$.
c. moles de $Al(NO_3)_3$ que se pueden preparar a partir de 0.750 mol de $Ba(NO_3)_2$.
d. moles de $Al_2(SO_4)_3$ que reaccionan con 9.33 mol de $Ba(NO_3)_2$.

Cálculose stequiométricos con moles y masas

11.5 Con respecto a la reacción de neutralización ácido-base siguiente

$$2\ HCl(ac) + Ca(OH)_2(s) \longrightarrow 2\ H_2O + CaCl_2(ac)$$

y con 0.684 mol de HCl(ac), calcula
a. la cantidad máxima de $Ca(OH)_2$, en gramos, que se consumed urantel ar eacción.
b. la cantidad máxima de agua, en gramos, que se puedef ormar.
c. la cantidad máxima de $CaCl_2$, en gramos, que se puedef ormar.
d. la cantidad de HCl, en gramos, que se consume durantel ar eacción.
e. los gramos totales de reactivos y los gramos totales dep roductos.C omentat ur espuesta.

11.6 Conr espectoa l ar eaccións iguiente

$$3\ Mg + 2\ H_3PO_4(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(ac) + 3\ H_2(g)$$

y con 0.482 mol de H_3PO_4(ac),c alcula
a. la cantidad máxima de Mg, en gramos, que se consumed urantel ar eacción.
b. la cantidad máxima de $Mg_3(PO_4)_2$, en gramos, que se puedef ormar.
c. la cantidad máxima de hidrógeno gaseoso, en gramos, que se puede producir.
d. la cantidad de H_3PO_4, en gramos, que se consume durantel ar eacción.
e. los gramos totales de reactivos y los gramos totales dep roductos.C omentat ur espuesta.

11.7 Con respecto a la combustión del octano, C_8H_{18}, presentee nl ag asolina,

$$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \longrightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$$

calculae ln úmerod e
a. moles de oxígeno necesarios para quemar 50.0 g de octano.
b. gramos de oxígeno necesarios para quemar 50.0 g deo ctano.
c. moles de dióxido de carbono que se producen al quemar 50.0 g de octano.
d. gramos de dióxido de carbono que se producen al quemar 50.0 g de octano.

11.8 Con respecto a la combustión del metanol, CH_3OH (tambiénl lamadoa lcoholm etílico),

$$2\ CH_3OH + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 4\ H_2O$$

calculae ln úmerod e
a. moles de oxígeno necesarios para quemar 50.0 g de metanol.
b. gramos de oxígeno necesarios para quemar 50.0 g de metanol.
c. moles de metanol que se deben quemar para producir 45.0 g de vapor de agua.
d. gramos de metanol que se deben quemar para producir 45.0 g de vapor de agua.

11.9 Las bolsas de aire de los automóviles se inflan cuando la azida de sodio sólida, NaN_3, se descompone y produce nitrógeno gaseoso, conforme a la ecuación química nob alanceada

$$NaN_3(s) \longrightarrow Na(s) + 3\ N_2(g)$$

¿Qué masa de nitrógeno gaseoso produce la descomposición rápida de 450. g de NaN_3?

11.10 El hidróxido de litio se puede utilizar en ambientes cerrados, como el del Transbordador Espacial y en los submarinos, para eliminar el CO_2 gaseoso en exceso. Lae cuaciónq uímican ob alanceadae s

$$LiOH(s) + CO_2(g) \longrightarrow Li_2CO_3(s) + H_2O(g)$$

Si un recipiente eliminador de CO_2 contiene 250. g de LiOH(s), ¿qué masa de CO_2(g) podrá absorber el recipiente?

11.11 Los antiácidos comunes y los complementos alimenticios de calcio que se emplean para prevenir la osteoporosis (un trastorno en el que ocurre un debilitamiento de los huesos) contienen carbonato de calcio. Una tableta de $CaCO_3$ se disuelve en el jugo gástrico, que contiene ácido clorhídrico. La ecuación química no balanceada es

$$CaCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

¿Qué masa de HCl se necesita para que reaccionen totalmente dos tabletas, cada una con 500. mg de $CaCO_3$?

11.12 El ingrediente activo de ciertas tabletas antiácidas es hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, que reacciona con el jugo gástrico (principalmente HCl). La ecuación no balanceadae s

$$Al(OH)_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2O(l)$$

¿Qué masa de HCl se necesita para que reaccionen totalmente dos tabletas, cada una con 400. mg de $Al(OH)_3$?

11.13 Cuando se colocaron 20.0 g de Mg en un vaso de precipitados con ácido clorhídrico, una vigorosa reacción produjo hidrógeno gaseoso, cloruro de magnesio y calor suficiente para calentar el vaso. El Mg metálico reaccionó totalmente con un exceso del ácido.

a. Escribe una ecuación química balanceada de la reacción.

b. ¿Cuántos moles de $H_2(g)$s ef ormaron?

c. ¿Cuántos gramos de HCl se consumieron durante la reacción?

11.14 Cuando se colocaron 20.0 g de Zn en un vaso de precipitados con ácido sulfúrico, una vigorosa reacción produjo hidrógeno gaseoso y sulfato de cinc, y el vaso se calentó apreciablemente. El Zn metálico reaccionó totalmente.

a. Escribe una ecuación química balanceada de la reacción.

b. ¿Cuántos moles de $H_2(g)$s ef ormaron?

c. ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 se consumieron durante lar eacción?

Cálculos estequiométricos con soluciones molares

11.15 En el problema 11.13c se calculó la cantidad de HCl, en gramos, que reaccionó con el Mg. ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 6.00 M se necesitarían para quer eaccionet odoe lm agnesiom etálico?

11.16 En el problema 11.14c se calculó la cantidad de H_2SO_4, en gramos, que reaccionó con el Zn. ¿Cuántos mililitros de ácido sulfúrico 6.00 M se necesitarían para que reaccione todo el cinc metálico?

11.17 ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 3.00 M se necesitarían para que reaccionen totalmente 10.0 g de cal, $Ca(OH)_2$? La reacción de neutralización produce cloruro de calcio, $CaCl_2$, y agua.

11.18 ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 1.00 M se necesitarían para que reaccione totalmente una tableta de leche de magnesia que contiene 310. mg de $Mg(OH)_2$? La reacción de neutralización produce cloruro de magnesio,M gCl_2, y agua.

11.19 Cuando el jugo gástrico, que equivale a HCl 0.1 M, reacciona totalmente con una tableta antiácida que contiene 500. mg de $CaCO_3$, ¿qué volumen de jugo gástrico (en mililitros) se consume?

$$CaCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow$$
$$CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(1)$$

11.20 Cuando el jugo gástrico, que equivale a HCl 0.1 M, reacciona totalmente con una tableta antiácida que contiene 400. mg de $Al(OH)_3$, ¿qué volumen de jugo gástrico (en mililitros) se consume?

$$HCl(ac) + Al(OH)_3(s) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2O(l)$$

Cálculosd er eactivos limitantesy r endimientos porcentuales

11.21 La reacción de aluminio metálico con bromo, un no metal líquido, es espontánea, es decir, no se necesita energía externa para iniciar la reacción. Las cantidades de sustancias que se mezclaron se muestran debajo de los reactivos.

$$2Al + 3\ Br_2(1) \longrightarrow 2\ AlBr_3$$
$$4.00\ g \qquad 42.0\ g$$

a. ¿Cuál sustancia es el reactivo limitante? (Muestra losc álculos.)

b. ¿Cuále se lr endimientot eóricod e $AlBr_3$?

c. Si el rendimiento real es de 32.2 g de $AlBr_3$, ¿cuál es elr endimientop orcentual?

11.22 Cuando se agrega un trozo de fósforo a bromo líquido, la reacción es espontánea y libera calor. Las cantidades de sustancias que se mezclaron se muestran debajo de losr eactivos.

$$P_4 + 6\ Br_2(1) \longrightarrow 4\ PBr_3$$
$$5.00\ g \qquad 40.5\ g$$

a. ¿Cuál sustancia es el reactivo limitante? (Muestra losc álculos.)

b. ¿Cuál es el rendimiento teórico de PBr_3?

c. Si el rendimiento real es de 37.5 g de PBr_3, ¿cuál es elr endimientop orcentual?

11.23 El nombre común del etanol, C_2H_5OH, es alcohol etílico. Gran parte del etanol comercial se produce por la reacción del eteno, C_2H_4, con agua. Si 80.0 kg de eteno reaccionaron con 55.0 kg de agua, efectúa los cálculos necesariosc onb asee nl ae cuacións iguiente.

$$C_2H_4 + H_2O \longrightarrow C_2H_5OH$$

a. ¿Cuál sustancia es el reactivo limitante? (Muestra los cálculos.) *Sugerencia*: Resuelve el problema empleando gramos. Las cantidades en kilogramos y en gramoss onp roporcionales.

b. ¿Cuále se lr endimientot eóricod ee tanol?

c. Si el rendimiento real es de 125 kg de etanol, ¿cuál ese lr endimientop orcentual?

11.24 El nombre común del metanol, CH_3OH, es alcohol metílico. La mayor parte del metanol se produce comercialmente por la reacción del monóxido de carbono, CO, con $H_2(g)$ a temperatura y presión elevadas. Si 72.0 kg de CO reaccionaron con 5.50 kg de H_2, efectúa los cálculos necesarios con base en la ecuación siguiente

$$CO(g) + 2\ H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(1)$$

a. ¿Cuál sustancia es el reactivo limitante? (Muestra losc álculos.)

b. ¿Cuále se lr endimientot eóricod em etanol?

c. Si el rendimiento real es de 39.5 kg de metanol, ¿cuál es elr endimientop orcentual?

11.25 Con respecto a una mezcla de 15.0 g de aluminio metálico y 30.0 g de $Fe_2O_3(s)$, ¿cuál es el reactivo limitante, y cuántos gramos de hierro metálico se podrían formar conforme a esta ecuación, que corresponde a la muy exotérmica reacción de termita?

$$2\ Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow 2\ Fe(s) + Al_2O_3(s)$$

11.26 Con respecto a una mezcla de 12.0 g de aluminio metálico y 54.0 g de $Fe_2O_3(s)$, ¿cuál es el reactivo limitante, y cuántos gramos de hierro metálico se podrían formar conforme a esta ecuación, que corresponde a la muy exotérmicar eacciónd et ermita?

$$2\ Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow 2\ Fe(s) + Al_2O_3(s)$$

Estequiometría y cambios de energía

11.27 ¿Cuál es la diferencia entre una reacción exotérmica y unar eaccióǹe ndotérmica?

11.28 Define la entalpía. ¿Es positivo o negativo el valor del cambio de entalpía de una reacción exotérmica? Explica tur espuesta.

11.29 Calcula el cambio de entalpía de la combustión de 10.0 g de metano, CH_4, del gas natural. ¿Por qué es negativo el cambio de entalpía?

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) \qquad \Delta H = -802\ kJ$$

Compara esta energía con el valor calculado para 10.0 g de glucosa (Ejemplo 11.8).

11.30 Calcula el cambio de entalpía de la combustión de 10.0 g de octano, C_8H_{18}, de la gasolina. (El cambio de entalpía que se indica corresponde a la ecuación tal como está escrita, con 2 mol de octano.)

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \longrightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g) \qquad \Delta H = -5460\ kJ$$

Compara esta energía con el valor calculado para 10.0 g de metano (Problema 11.29).

11.31 Se calienta carbonato de calcio, $CaCO_3$, que proviene de piedra caliza, a alta temperatura en un horno para producir óxido de calcio, CaO. El CaO, llamado cal viva, está presente en el cemento. Escribe de nuevo la ecuación siguiente en la otra forma que muestra el cambio de entalpía. Además, calcula el cambio de entalpía necesario para producir 1000. g de CaO.

$$CaCO_3(s) + 178\ kJ \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

11.32 El óxido de calcio, CaO, llamado cal viva, se mezcla con agua para producir hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, conocido como cal apagada. La cal apagada se emplea en el mortero y en la argamasa. Escribe de nuevo la ecuación siguiente en la forma que muestra el cambio de entalpía. Además, calcula el cambio de entalpía que tiene lugar cuando 1000. g de CaO se transforman en cal apagada.

$$CaO(s) + H_2O(1) \longrightarrow Ca(OH)_2(s) + 65.5\ kJ$$

11.33 Indica si la entropía aumenta o disminuye en los casos siguientes.

a. See vaporaa gua.

b. Seq uemag asolina(Problema1 1.30).

11.34 Indica si la entropía aumenta o disminuye en los casos siguientes.

a. El agua se congela.

b. Sed escomponep iedrac aliza(Problema1 1.31).

Estudiantes en *acción*

Síntesis de sulfato de cobre(II) pentahidratado

Realiza esta actividad conforme a los pasos que se indican.

Materiales y reactivos

- Balanza electrónica
- 1 vaso de precipitado de 50 mL
- Parrilla de calentamiento
- Embudo Buchner microescala
- Espátula
- 1 propipeta de 5 mL
- 2 matraces Erlenmeyer de 50 mL
- 2 tapones monohoradados

Materiales y reactivos (continuación)

- Tubo en "U"
- 1 agitador de vidrio
- Vidrio de reloj
- Alambre de cobre
- Papel filtro
- Jeringa para filtración al vacío o bomba de vacío
- Pinzas de 3 dedos con nuez
- 1 probeta de 20 mL
- 1 soporte universal
- 1 pipeta de 5 mL
- 1 pipeta de 1 mL
- Tijeras
- 1 par de guantes de cirujano
- Baño de hielo
- Indicador universal
- Agua destilada
- Cobre
- Ácido nítrico concentrado
- Ácido sulfúrico al 25%
- Bicarbonato de sodio
- Papel indicador de pH

I. Tratamiento del matraz B

Procedimiento

1. Coloca un tapón monohoradado en cada uno de los dos matraces Erlenmeyer y conéctalos mediante un tubo en "U", como se muestra en la figura 1. En uno de los matraces agrega aproximadamente 20-25 mL de agua destilada y unas 3 o 4 gotas de indicador universal. Márcalo como "matraz A".

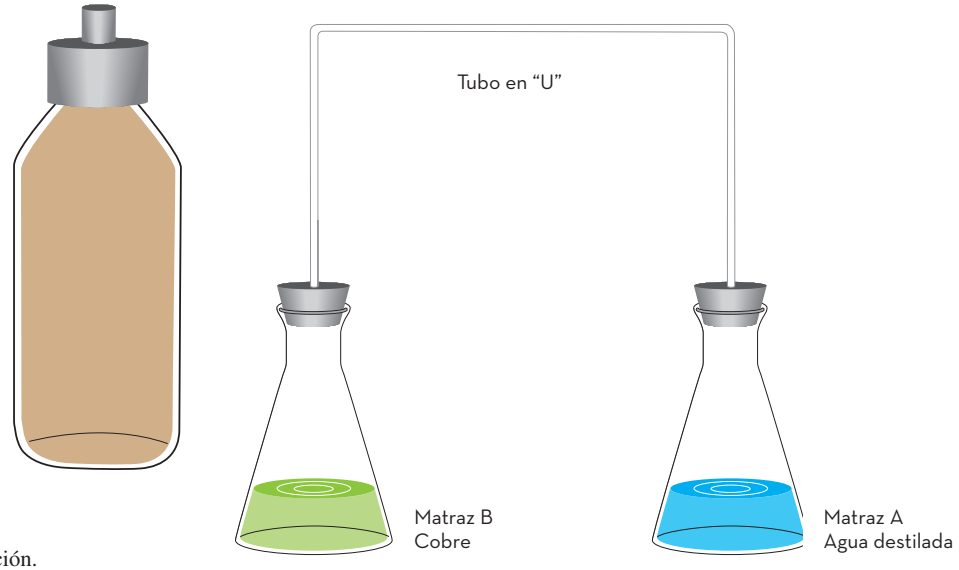


Figura 1. Sistema de reacción.

2. Pesa 0.63 g de cobre y colócalo en el matraz Erlenmeyer vacío del sistema. Márcalo como "matraz B".
3. Trabaja en la campana de extracción y ponte guantes de cirujano. Con ayuda de una pipeta y una propipeta, mide 5 mL de ácido sulfúrico al 25% y adiciónalos al matraz B, que contiene el cobre. Con mucho cuidado, agrega 1 mL de ácido nítrico concentrado. Espera 2 minutos, aproximadamente, y luego adiciona 1 mL de ácido nítrico más.

Registra tus observaciones. _____

_____

_____

Anota si lo observado es un cambio físico o químico.

_____

4. Cuando detectes que el cambio ha concluido, coloca el matraz B, que contiene la reacción, en una parrilla de calentamiento en el número 2 (es muy importante que sea en este número) durante 3 a 4 minutos, como se observa en la figura 2. Cuida de que no se desconecte el sistema para seguir recogiendo los gases tóxicos en el matraz A. Puedes poner una base que soporte el matraz A para que los dos se encuentren al mismo nivel.

   ¿Qué cambios observas?

   _____

   _____

   _____

5. Retira el matraz de la parrilla para que no se escape el gas o se rompa el sistema.

   Escribe la ecuación química de la reacción que se está llevando a cabo.

   _____

   _____

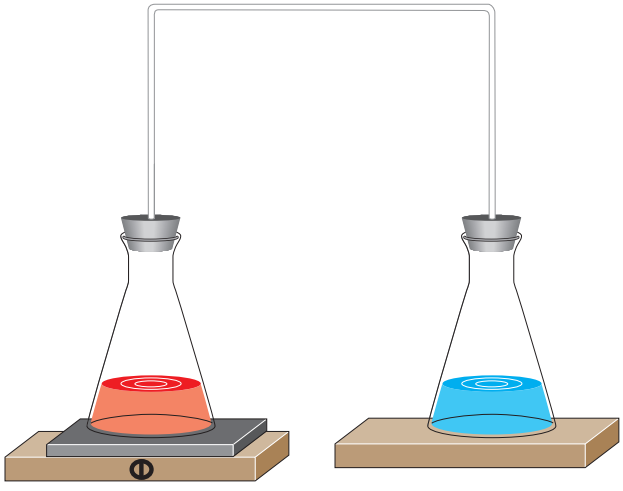


Figura 2. Calentamiento del sistema

6. Deja enfriar el matraz a temperatura ambiente. Permite que los cristales de sulfato de cobre(II) pentahidratado se formen por lo menos 24 horas y regresa al día siguiente al laboratorio.

II. Tratamiento del matraz A

1. Puedes realizar este paso fuera de la campana de extracción, pero con mucho cuidado. Cuando ya no se observen burbujas en el matraz, ni haya coloración del gas rojo, habrá terminado la reacción. Una vez que esto suceda, con ayuda de papel indicador determina el valor del pH y regístralo.

   pH (solución)

   _____

   Escribe la reacción del producto que se formó.

   _____

2. En un vidrio de reloj, pesa 0.5 g de carbonato monoácido de sodio (bicarbonato de sodio) y, con una espátula, agrega un poco de este compuesto al matraz A. Hazlo con mucho cuidado, para que no se derrame el contenido del matraz por el exceso de CO_2 producido. Continúa agregando un poco más del bicarbonato de sodio.

3. Cuando observes que la solución vira de rojo a azul, verifica nuevamente el pH con ayuda del papel indicador y registra su valor.

   pH (solución)

   _____

4. Pesa la cantidad de bicarbonato de sodio que quedó en el vidrio de reloj y, por diferencia, determina lo que se utilizó.

   Escribe la reacción de neutralización.

   _____

III. Tratamiento de los cristales de sulfato de cobre(II) pentahidratado

1. Usa guantes para este paso. Una vez que se hayan formado los cristales, monta el equipo de filtración a vacío como se indica en la figura 3, y filtra la solución con mucho cuidado. Vierte los cristales en un vaso de precipitado, disuélvelos con 5 mL de agua caliente y ponlos sobre una parrilla al número 2 (no más, no te desesperes). Si es necesario, agrega una pizca de carbón activado. Filtra esta solución en caliente.

2. Permite que el filtrado se evapore hasta que queden aproximadamente 2 mL de solución, retira de la parrilla y deja enfriar. Después, pasa el vaso de precipitados a un baño de hielo y espera hasta que se cristalice.

3. Aparecerá una cantidad considerable de pequeños cristales.

4. Filtra los cristales y colócalos en un vidrio de reloj para que se sequen.

5. Determina el punto de fusión con ayuda de un aparato Fisher-Johns.

_____

_____

6. Pesa los cristales obtenidos y calcula el rendimiento.

_____

_____

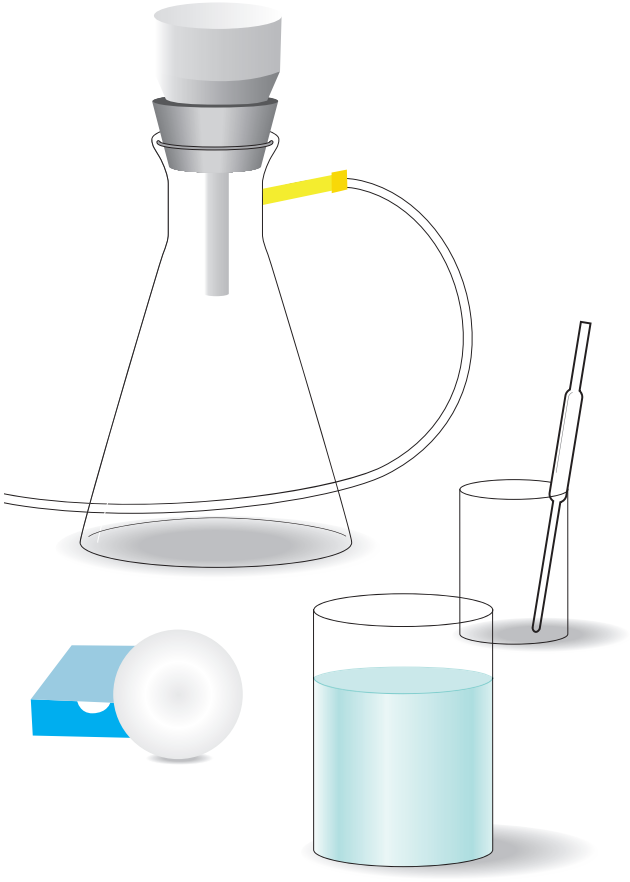


Figura 3. Filtración a vacío

Análisis de resultados

Escribe la reacción de neutralización.

1. ¿Cómo pudiste verificar que se estaba llevando a cabo más de una reacción? ¿Cuál es la evidencia?

_____

_____

2. La reacción principal que ocurrió es la siguiente:

$$Cu(s) + HNO_3(ac) + H_2SO_4(ac) + H_2O(l) \rightarrow CuSO_4 5H_2O(ac) + NO_2(g)$$

a) Para cada uno de los reactivos y productos, escribe el nombre correcto según la nomenclatura de la IUPAC.

b) Balancea la reacción por el método de redox.

c) Realiza los cálculos estequiométricos de acuerdo con las cantidades utilizadas, identifica el reactivo limitante e indica la cantidad teórica del sulfato de cobre (II) pentahidratado por obtener y anótalos.

d) Explica qué ejemplos de la clasificación de la materia observaste: mezclas heterogéneas, mezclas homogéneas, compuestos y elementos.

e) ¿Qué puedes decir acerca de la solubilidad del sulfato de cobre (II) en agua: es altamente soluble o moderadamente soluble? ¿El efecto de la temperatura tiene algún efecto en la solubilidad? ¿Es soluble en etanol?

f) ¿Por qué es importante neutralizar una mezcla antes de verterla al drenaje?

capítulo

12

Gases

CONTENIDO

12.1 La atmósfera

12.2 Teoría cinética molecular

12.3 Presión atmosférica

12.4 Ley de Boyle: presión y volumen de los gases

12.5 Ley de Charles: volumen y temperatura de los gases

12.6 Ley de Gay-Lussac: presión y temperatura de los gases

12.7 Temperatura y presión normales

12.8 Ley combinada de los gases

12.9 Ley de Avogadro: volumen y moles de gases

12.10 Volumen molar y densidad de gases a TPE

12.11 Ley del gas ideal

12.12 Ley de Dalton de las presiones parciales

12.13 Estequiometría de gases: una visión integral

Los globos de aire caliente comenzaron a atraer la atención hacia las propiedades de los gases en la década de 1780 a 1790. Los globos, alas delta, dirigibles y aviones continúan atrayendo nuestra atención hacia las sorprendentes propiedades de los gases, las cuales estudiaremos en este capítulo.

Los gases que envuelven al planeta Tierra le dan un carácter único dentro de nuestro sistema solar. Las naves espaciales terrestres han fotografiado la desolación de Mercurio desde pocos kilómetros de altitud, y han medido las altas temperaturas de Venus, que son tan elevadas que pueden fundir el plomo. Las fotografías tomadas desde el espacio nos han proporcionado incluso retratos muy cercanos de las turbulentas y aplastantes atmósferas de Júpiter y Saturno. Ni los datos atmosféricos ni los experimentos efectuados sobre la superficie de Marte han conseguido detectar la presencia de vida en ese planeta.

Después de estas investigaciones y de otras más, está cada vez más claro que el planeta Tierra, una pequeña isla verde y azul en la inmensidad del espacio, está equipada de modo singular para satisfacer las necesidades de la vida que lo habita. Uno de los componentes indispensables del sistema que sostiene la vida de la nave espacial Tierra es su atmósfera, una capa relativamente delgada de gases que rodea y envuelve al planeta (Fig. 12.1).

Todos los gases, incluso el aire, obedecen a ciertas leyes físicas. En este capítulo se examinarán algunas de estas leyes al mismo tiempo que se estudian ciertas propiedades peculiares de los gases. En particular, se estudiarán detenidamente las relaciones en las que intervienen la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de gas de una muestra.

Figura 12.1 La nave espacial Tierra con la desolada Luna en primer plano.

12.1 La atmósfera

El delgado manto de gases que envuelve nuestro planeta se llama **atmósfera**. Es difícil medir su profundidad, pues no termina abruptamente; el número de moléculas por unidad de volumen disminuye gradualmente a medida que aumenta la distancia respecto a la superficie terrestre. Su límite es indefinido, pero el 99% de la atmósfera está a menos de 30 km de la superficie de la Tierra. Si se compara la Tierra y su atmósfera con una manzana, la delgada capa de aire sería en proporción más delgada que la cáscara de este fruto. Esa fina capa de aire es todo lo que nos separa del vacío del espacio, y nuestra provisiónd ea ire,q uee nu nt iempos ep ensói nagotable,a horap arecee starl imitada.

Conexión con el aprendizaje
La atmósfera de la Tierra, constituida por alrededor de 5.2×10^{15} toneladas métricas de aire, parece ser única en cuanto a su capacidad para sostener la vida.

El aire es tan familiar, y a la vez tan nebuloso, que resulta difícil pensar en él como materia. Pero es materia en estado gaseoso. Todos los gases, incluso el aire, tienen masa y ocupan espacio. Podemos estirar la mano y tocar los sólidos y los líquidos, pero no podemos sentir el aire a menos que sople el viento. Más aún, el aire y la mayor parte de loso trosg asess oni ncolorosy p ort antor esultani nvisibles.

El aire se compone de una mezcla de gases. El aire seco contiene (en volumen) aproximadamente 78% de nitrógeno (N_2), 21% de oxígeno (O_2) y 1% de argón (Ar). La cantidad de vapor de agua varía hasta un máximo de alrededor de 4 %. Tiene otros componentes en pequeña proporción, el más importante de los cuales es el dióxido de carbono, CO_2. Se piensa que la concentración de dióxido de carbono en la atmósfera ha aumentado, de 296 partes por millón (ppm) en 1900, a su valor actual de más de 365 ppm. Lo más probable es que continúe aumentando al quemarse más combustibles fósiles (hulla, petróleo y gas). La composición de la atmósfera se resume en la tabla 12.1.

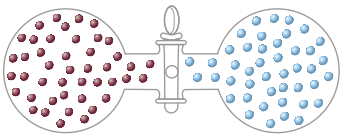
Conexión con el aprendizaje
Imagina la Tierra del tamaño de una manzana. La fina capa de aire sería más delgada que su cáscara.

12.2 Teoría cinética molecular

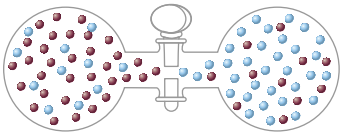
Se afirma que el aire es una mezcla de gases; pero, ¿qué son los gases? En el capítulo 2 se compararon someramente varias propiedades generales de los tres estados de la materia, pero cinco propiedades físicas importantes de los gases se resumen como sigue.

Tabla 12.1 Composición de la atmósfera seca de la Tierra

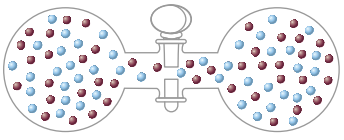
Sustancia	Fórmula	Número de moléculas por cada 10 000 moléculas	Porcentaje en volumen
Nitrógeno	N_2	7 800	78.00%
Oxígeno	O_2	2 100	21.00
Argón	Ar	93	0.93
Dióxidod ec arbono	CO_2	3	0.03
Todasl asd emás	—	4	0.04
Total		10 000	100.0%



(a)



(b)



(c)

Figura 12.2 Los gases se difunden; es decir, tienden a fluir espontáneamente de una región de alta concentración a una de baja concentración. (a) Con la llave cerrada no hay flujo. (b) Con la llave abierta, los gases fluyen de las regiones de mayor concentración a las regiones de menor concentración. (c) Con la llave abierta, el flujo neto es nulo una vez que se tiene una mezcla uniforme y las concentraciones son iguales.

Propiedades físicas de losg ases

1. Los gases no tienen forma ni volumen definidos; se expanden hasta ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene y se ajustan a su forma.
2. Los gases son compresibles; se puede hacer que un gas ocupe un volumen mucho menora umentandol ap resión.
3. La densidad de los gases es pequeña en comparación con los líquidos y los sólidos. Por ejemplo, la densidad del aire seco es de aproximadamente 0.00117 g/cm^3 a la presión y temperatura ambientales. A medida que la presión aumenta, también lo hace la densidad del gas.
4. Los gases encerrados en un recipiente ejercen una presión uniforme sobre todas las paredes del recipiente. No ocurre lo mismo con los líquidos; la fuerza que un líquido ejerce sobre las paredes de un recipiente es mayor al aumentar la profundidad, debidoa l asf uerzas gravitatorias.
5. Los gases se mezclan espontánea y totalmente unos con otros a presión constante, siempre y cuando no se lleve a cabo una reacción química. Este fenómeno se llama **difusión** (Fig. 12.2). Por ejemplo, si se deja salir amoniaco gaseoso en un rincón de una habitación, el amoniaco se difunde por toda la habitación hasta que toda tiene finalmenel am ismac oncentraciónd elg as.

El comportamiento de los gases se explica en términos de la **teoría cinética molecular** (TCM), o simplemente **teoría cinética**. Esta teoría, al igual que la atómica, ofrece un modelo con generalizaciones amplias acerca de las propiedades de la materia. La teoría cinética molecular permite visualizar y comprender el comportamiento de los gases, pero sus fundamentos también son aplicables a los líquidos y a los sólidos.

La teoría cinética molecular trata los gases como conjuntos de partículas individuales en rápido movimiento (de ahí el término *cinética*). La palabra *partícula* puede significar un átomo o una molécula, según el gas de que se trate. Por ejemplo, las partículas de argón gaseoso, Ar, son átomos, pero las partículas de nitrógeno gaseoso, N_2, y de dióxido de carbono, CO_2, son moléculas. A continuación se describen los supuestos básicos de este modelo, que explica el comportamiento de los gases.

Teoría cinética de los gases

1. Las partículas del gas se mueven de forma continua, rápida y al azar en línea rectay e nt odasd irecciones.

El movimiento de las partículas del gas se podría comparar con el de bolas en constante movimiento sobre una mesa de billar, rebotando sin cesar en las bandas y también unas con otras (Fig. 12.3). Las moléculas del aire tienen una velocidad media (rapidez de movimiento) de aproximadamente 500 m/s, equivalente a alrededor de 1 800 kilómetros por hora. El movimiento al azar de las moléculas ayuda a explicar la observación de que

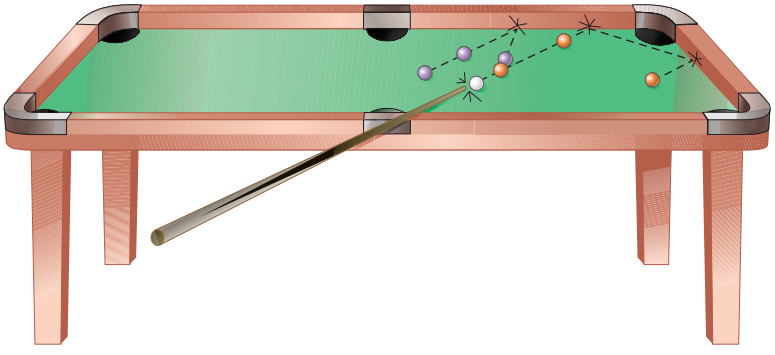


Figura 12.3 Lasm oléculasd eu n gass onc omparablesa b olas de billar que se mueven al azar, rebotando unas con otras y en las bandas de la mesa.

los gases se expanden hasta llenar un recipiente cerrado, característica que se citó como primera propiedad física de los gases.

2. Las partículas de gas son extremadamente pequeñas y las distancias entre ellas son grandes.

La mayor parte de una muestra de gas es en realidad espacio vacío (Fig. 12.4). Para visualizar mejor este hecho, considera un mol de agua (18.0 g). Un mol de agua líquida ocupa 18.0 mL o 18.0 cm^3. Cuando un mol de agua en su punto de ebullición (100°C) se calienta lo suficiente para transformarse en vapor (un gas), su volumen aumenta a 30 600 cm^3. El volumen se ha expandido por un factor de 1 700. El número de moléculas no ha cambiado, pero el volumen sí. Si originalmente las moléculas de agua estaban en contacto, y si el volumen se expande por un factor de 1 700, ahora las moléculas de vapor de agua deben estar muy separadas unas de otras.

El concepto de la TCM de partículas diminutas con grandes distancias entre ellas permite explicar la observación de que los gases se comprimen con facilidad. Esta característica se citó como la segunda propiedad física de los gases. El hecho de que la densidad de los gases es pequeña —la tercera propiedad física de los gases— también se comprende si se piensa que las partículas son pequeñas y ocupan una reducida fracción del volumen total. Más aún, el hecho de que los gases se difunden o mezclan espontáneamente —la quinta propiedad física de los gases— se explica en términos del rápido movimiento de partículas pequeñas que disponen de espacio suficiente para mezclarse.

Además de explicar las propiedades de los gases, la teoría cinética molecular permite entender la naturaleza no compresible de los líquidos y los sólidos. A diferencia de las partículas de un gas, las partículas individuales de los sólidos y los líquidos están en contacto unas con otras, lo que permite muy poca compresión.

3. Con respecto a los gases, tanto las fuerzas gravitatorias como las fuerzas de atraccióǹone ntrep artículasd eg asr esultani nsignificantes.

Las partículas de un gas están separadas por distancias relativamente grandes y se mueven con rapidez; en consecuencia, las fuerzas de atracción son insignificantes. El efecto de la gravedad sobre los gases es relativamente pequeño, y sus partículas se mueven hacia arriba, abajo y a los lados con facilidad. A diferencia de los líquidos y los sólidos, no caen al fondo del recipiente. Cualquier recipiente de gas está lleno en su totalidad. La palabra *lleno* no significa en este caso que el gas esté empaquetado de forma compacta, sino que está distribuido en la totalidad del volumen del recipiente.

4. Cuando las partículas chocan unas con otras o con las paredes del recipiente, nos ep ierdee nergía;t odasl asc olisioness onp erfectamentee lásticas.

El término **perfectamente elásticas** significa que las partículas continúan chocando sin perder energía. Las partículas, en conjunto, no presentan tendencia alguna a perder rapidez ni a detenerse en un momento dado.

Una bola que se mueve aquí y allá sobre una mesa de billar es un buen ejemplo de movimientos relativos aunque no perfectamente elásticos. La bola rebota en varias bandas de la mesa y con otras bolas antes de detenerse. Si los choques fueran verdaderamente elásticos —sin pérdida de energía—, la bola nunca se detendría. Las colisiones de las partículas de un gas son perfectamente elásticas. Si no lo fueran, la presión en el interior de un recipiente cerrado de gas a una temperatura dada disminuiría con el tiempo.

El bombardeo continuo en todas las paredes del recipiente por parte de las partículas del gas permite comprender el hecho de que los gases ejercen una presión uniforme sobre todas las paredes del recipiente, fenómeno que constituye la cuarta propiedad física de los gases.

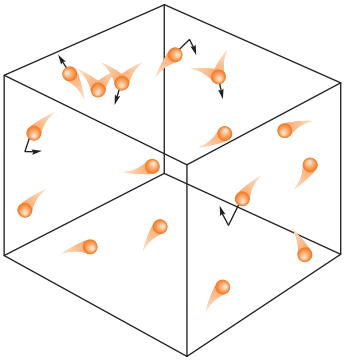


Figura 12.4 De acuerdo con la teoría cinética molecular, las partículas de un gas se hallan en constante movimiento y rebotan en las paredes del recipiente que las contiene y a veces unas con otras.

5. La energía cinética media es la misma en todos los gases a una misma temperatura,y v aríap roporcionalmentec onl at emperaturae nk elvin.

Conexión con el aprendizaje
La **energía potencial,** a diferencia de la energía cinética, es la energía almacenada que las moléculas poseen como consecuencia de las fuerzas de atracción y repulsión existentes dentro de las moléculas, en especial las debidas a los enlaces químicos.

La **energía cinética** (E.C.) es la energía que las moléculas poseen en virtud de su movimiento. Los gases ligeros, como el hidrógeno y el helio, tienen la misma energía cinética que los gases pesados, como el cloro y el dióxido de carbono, a una misma temperatura. Los gases de masa más pequeña se mueven con más rapidez que los gases de masam ayor.

Cuanto más alta es la temperatura de las partículas del gas, mayor es la rapidez con que se mueven las partículas. Sin embargo, en una muestra individual cualquiera algunas partículas se mueven más aprisa que las otras; la temperatura Kelvin es proporcional a la energía cinética media de las partículas del gas.

La energía cinética de las partículas se describe con más precisión por medio de una ecuación matemática según la cual la E.C. es igual al producto de la mitad de la masa (m) por la velocidad al cuadrado (v^2).E stae cuacións ee scribec omos igue.

$$\text{E.C.} = \frac{1}{2}\, mv^2$$

De acuerdo con esta ecuación, si la masa es constante todo cambio de energía cinética debe estar relacionado con un cambio en la velocidad de las partículas del gas. El oxígeno, por ejemplo, tiene una masa molar constante de 32.0 g/mol. La energía cinética del gas es proporcional al cuadrado de la velocidad de sus partículas.

UNA MIRADA CERCANA

Unidades de presión de un gas

Existen varias unidades de presión para los gases. Se definirá cada unidad en términos de *exactamente* 1 atmósfera de presión, 1 atm, que es la presión promedio al nivel del mar.

Una presión de 1 atm es igual a la presión que ejerce una columna de mercurio de 760. mm (760. mm Hg) o 760. torr.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr}$$

En Estados Unidos los informes meteorológicos suelen indicarl ap resióna tmosféricae np ulgadasd em ercurio.

$$1 \text{ atm} = 29.9 \text{ pulg Hg}$$

En general, los ingenieros emplean libras por pulgada cuadrada

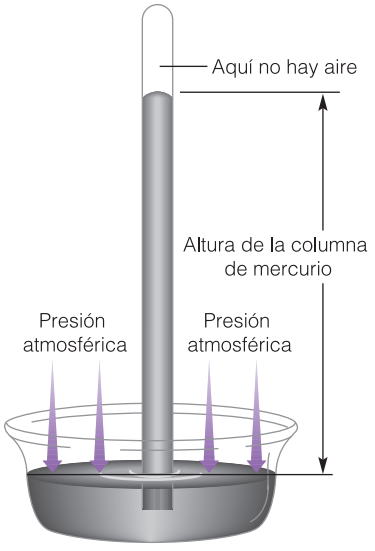
$$1 \text{ atm} = 14.7 \text{ lb/pulg}^2$$

La unidad SI de presión que se prefiere, y que está teniendo un uso cada vez más extendido, es el pascal (Pa).

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ kPa}$$

Un pascal es una presión equivalente a la fuerza de 1 newton (N) por metro cuadrado. (Un newton es la fuerza que, aplicada a una masa de 1 kg, imparte a esa masa una aceleración de 1 m/sd urantec adas egundo.)

Un barómetro aneroide se calibra para obtener lecturas confiables de presión atmosférica ajustando un tornillo de la parte trasera, de modo que las lecturas del barómetro coincidan con las presiones indicadas por la oficina meteorológica de la localidad. En general, se espera buen tiempo cuando la presión va en aumento o es constante en alrededor de 30 pulgadas de mercurio. Es de esperar que llueva cuando la presión barométrica comienza a descender. La lluvia o las tormentas suelen ser precedidas por una caída rápida de la presión.



(a)

(b)

Figura 12.5 (a)Representación esquemáticad eu nb arómetro dem ercurio.(b)Barómetrod e laboratorioc ientífico.

Es tiempo de unir las piezas del rompecabezas. Conforme la temperatura de un gas aumenta, las partículas se mueven más aprisa. Esta mayor rapidez, como lo indica la ecuación, da por resultado un aumento de la energía cinética de las partículas, que bombardean las paredes del recipiente con mayor frecuencia. Cuando el bombardeo sobre las paredes del recipiente es más frecuente, la presión aumenta. Si se tiene un número determinado de partículas de gas en un recipiente cerrado, la presión aumenta con la temperatura. Las unidades de presión se definen en la sección 12.3 y en el recuadro de la página 342. (Véanse los problemas 12.1-12.14.)

12.3 Presión atmosférica

Las moléculas del aire rebotan constantemente en las personas. Estas moléculas son pequeñísimas, y por eso no se siente su impacto individual. De hecho, a altitudes ordinarias no sentimos que las moléculas de gas empujen nuestro cuerpo porque las moléculas de gas del interior del organismo también empujan hacia afuera con la misma fuerza. Sin embargo, cuando la altitud cambia con rapidez al subir en auto por una montaña, o al subir en un ascensor hasta el último piso de un edificio alto, los oídos chasquean porque hay menos moléculas afuera, empujando hacia adentro, que adentro empujando hacia afuera. Una vez que se alcanza la cima de la montaña o del edificio, la presión se iguala dentro y fuera del oído, y ya no se producen chasquidos.

La vida marina del fondo del océano se ha acostumbrado a vivir en un ambiente donde la presión es muy grande. Incluso quienes estamos en la superficie del planeta vivimos en el fondo de un océano (de aire). También estamos habituados a vivir en un medio donde la presión —llamada presión atmosférica— es considerable debido a este manto de aire. La **presión atmosférica** se define como la fuerza total que las moléculas de aire ejercen sobre cada unidad de área. Esta fuerza se debe a la atracción que la Tierra ejerce sobre la columna de aire que se extiende desde la superficie terrestre hasta las moléculasm áse xterioresd el aa tmósfera.

La **presión** se define como la fuerza que se ejerce por unidad de área.

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}}$$

La presión de la atmósfera se mide por medio de un dispositivo llamado **barómetro**. El tipo más sencillo de barómetro consiste en un tubo de vidrio de alrededor de 1 m de largo y cerrado por un extremo. Este tubo se llena de mercurio y se invierte en una vasija poco

Conexión con el aprendizaje
Error muy extendido:
En ocasiones se dice que el aire es "más delgado" a grandes altitudes, pero lo que se quiere decir en realidad es que hay menos moléculas por unidad de volumen.

profunda que contiene mercurio (Fig. 12.5). Al principio, parte del mercurio sale del tubo, pero *no todo*, sino sólo hasta que la presión ejercida por el mercurio que aún está dentro del tubo iguala la presión que la atmósfera ejerce sobre la superficie del mercurio que está en la vasija. Se podría decir que el mercurio intenta salir por efecto de la gravedad al mismo tiempo que la presión del aire lo empuja de nuevo hacia adentro. En cierto punto se alcanza un *equilibrio* (un estado en donde ambas fuerzas están balanceadas).

Véanse los problemas 12.15-12.22.

La presión del aire se determina midiendo la altura del mercurio en el tubo (es decir, la diferencia entre los niveles de mercurio dentro y fuera del tubo). Esta diferencia de altura suele expresarse en milímetros o pulgadas de mercurio, pero también se empleano trasu nidadesd ep resión equivalentes.

El mercurio es un líquido muy denso (13.6 g/cm^3); es 13.6 veces más denso que el agua. En promedio y al nivel del mar, una columna de mercurio de 760. mm de altura ejerce sobre la superficie del líquido de la vasija una fuerza (por unidad de área) de igual magnitud que la fuerza de la atmósfera sobre la superficie del líquido. Es por ello que se dice que la presión atmosférica media al nivel del mar es de 760. mm Hg. Esta presión se define como una **atmósfera** (atm), y es la que se utiliza como patrón de referencia, por lo cual se le llama **presión estándar**. A la unidad de presión **milímetros de mercurio** (mm Hg) también se le llama **torr** en honor del físico italiano del siglo XVII Evangelista Torricelli,i nventord elb arómetrod em ercurio.

$$1 \text{ atm} = 760. \text{ mm Hg} = 760. \text{ torr}$$

Figura 12.6 Robert Boyle (1627-1691) nació en Irlanda. Inventó una bomba que utilizó para evacuar recipientes, y demostró que no es posible producir sonidos en el vacío. Se le recuerda especialmente por sus experimentos con los que demostró que el producto de la presión por el volumen es igual a una constante (ley de Boyle).

12.4 Ley de Boyle: presión y volumen de los gases

La relación entre el volumen y la presión de un gas fue establecida por primera vez en 1662 por el químico y físico irlandés Robert Boyle (Fig. 12.6). Por medio de un aparato con un tubo en forma de J, como el que se muestra en la Fig. 12.7, Boyle encontró que el volumen de una muestra de gas encerrado disminuye conforme la presión externaa umentac uandol at emperaturas em antienec onstante,e sd ecir,s inc ambio.

Cada vez que se agrega más mercurio al extremo abierto del tubo en J (Fig. 12.7), la presión que se ejerce sobre la pequeña muestra de gas aumenta y el volumen de la muestra disminuye. En un momento dado, cuando se ha agregado el mercurio suficiente para duplicar la presión, se encuentra que el volumen del gas se ha comprimido a la mitad de su valor original. Más aún, cuando se triplica la presión externa, el volumen de una muestra de gas se reduce a un tercio, y cuando se cuadruplica la presión, el volumen

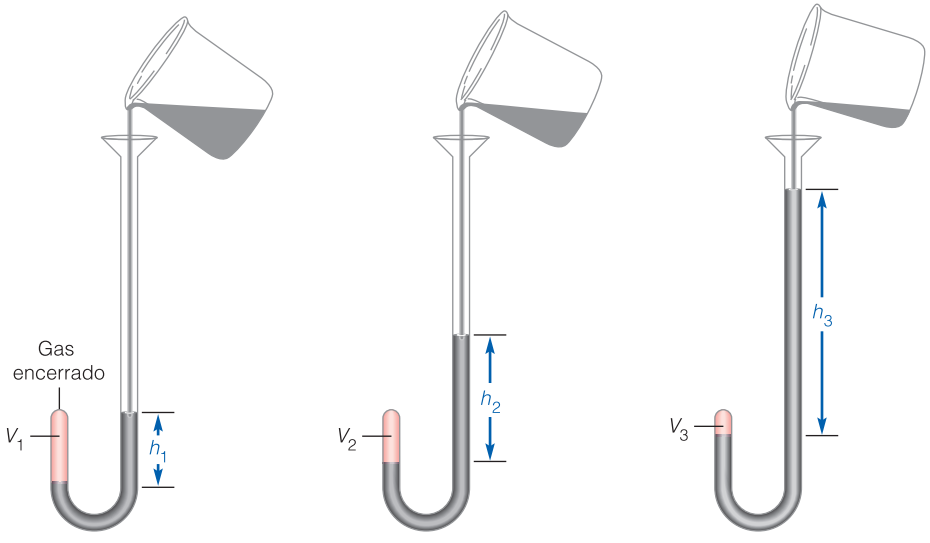


Figura 12.7 Una forma de demostrar la ley de Boyle consiste en agregar mercurio líquido al extremo abierto de un tubo en forma de J. Conforme la presión aumenta por la adición de mercurio, el volumen de la muestra de gas encerrada disminuye. Existe una relación inversa entre la presión y el volumen; cuando uno aumenta, el otro disminuye.

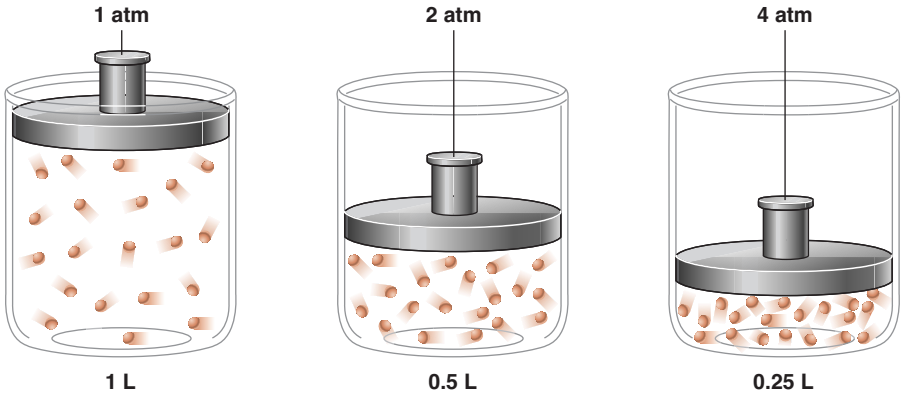


Figura 12.8 Diagrama quei lustrae l efectod ed iferentes presioness obree lv olumen de un gas.

del gas disminuye a la cuarta parte de su valor original (Fig. 12.8). Entre el volumen y la presión existe una relación inversa: un componente disminuye cuando el otro aumenta. En la Fig. 12.9 se muestra una gráfica de datos experimentales de los cambios de presión y volumen que sufre una muestra determinada de gas a temperatura constante. Observa la forma de la curva correspondiente a esta relación inversa.

Robert Boyle demostró que la relación inversa entre la presión y el volumen se aplica a todos los gases. La ley que expresa esta relación lleva su nombre en su honor.

Ley de Boyle: a temperatura constante, el volumen, V, que ocupa una muestra de gas esi nversamente proporcionala l ap resión, P.

$$V \propto \frac{1}{P} \qquad \text{(cont emperaturay m asac onstantes)}$$

El símbolo $\propto$ significa "es proporcional a". La expresión matemática de la ley de Boyle se lee "es proporcional a 1 sobre P". Esto significa que V es *inversamente* proporcional a P. La proporción inversa se transforma en una ecuación incluyendo una *constante de proporcionalidad*, k.

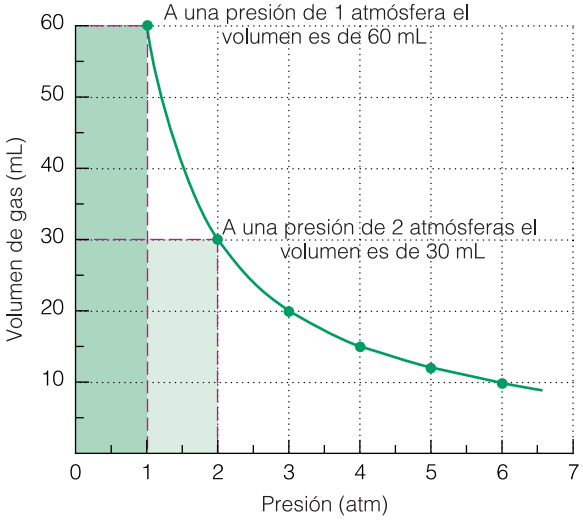


Figura 12.9 Cuando la presión aumenta de 1 a 2 atmósferas, el volumen disminuye de 60 a 30 mL. Compara los volúmenes a 3 y 6 atm de presión.

$$V = \frac{k}{P}$$

Multiplicandoa mbosl adosp or P seo btiene

$$PV = k$$

Ésta es una forma elegante y precisa, si bien un poco abstracta, de resumir una gran cantidad de datos experimentales. Para que el producto de P por V sea una constante, V debe disminuir cuando P aumenta y viceversa. Esta ecuación resultará aún más útil si se considera el caso en el que una muestra específica de gas con un volumen V_1 se comprime a un volumen más pequeño, V_2. La presión inicial, P_1, aumenta a un nuevo valor, P_2. Para definir las condiciones iniciales y finales podemos escribir dos ecuaciones.

$$P_1V_1 = k_1$$
$$P_2V_2 = k_2$$

En tanto se utilice la *misma* muestra de gas encerrado a una temperatura constante, k_1 será igual a k_2, y el producto de la presión inicial por el volumen inicial será igual al producto de la presión final por el volumen final. Por consiguiente, se puede escribir la útil ecuación siguiente, que representa la ley de Boyle.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Despejandod ee stae cuacióne lv olumenf inals eo btiene

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2}$$

Es decir, cuando se modifica la presión de una muestra de gas, el nuevo volumen se calcula multiplicando el volumen inicial por el cociente de los dos valores de presión. Si la presión final es mayor que la presión inicial, el volumen debe disminuir; por tanto, se debe multiplicar el volumen original por un cociente de las presiones cuyo valor sea menor que 1: aquél en el que el numerador, P_1, es más *pequeño* que el denominador, P_2. En cambio, si la presión final es menor que la presión inicial, el volumen debe aumentar y el cociente de presiones debe tener un valor mayor que 1: aquél en el que el numerador, P_1, es más *grande* que el denominador, P_2.

Si se conocen V_1 y V_2, la presión final se calcula multiplicando la presión inicial pore lc ocientd ev olúmenesa propiado.

$$P_2 = P_1 \times \frac{V_1}{V_2}$$

Con respecto a todos los cálculos que tienen que ver con la ley de Boyle, recuerda que el cociente de presiones o de volúmenes que se necesita es el que mantiene la proporcióni nversa.

Conexiones con el mundo real
Algunas aplicaciones de la ley de Boyle son:
- una bomba manual para neumáticos.
- la compresión de los cilindros de un motor.
- aspirar y expirar. Cuando la caja torácica se mueve para reducir el volumen de gas en los pulmones, la presión del gas aumenta.

Un modelo de la ley de Boyle

En general, es más fácil comprender un principio específico si se puede pensar en un ejemplo conocido —un modelo— que demuestre el principio. Una bomba para neumáticos de bicicleta demuestra eficazmente la ley de Boyle. Cuando se reduce el volumen de gas dentro del cilindro de la bomba empujando el émbolo, la presión del gas aumenta (Fig. 12.10).

Teoría de la ley de Boyle

Para visualizar lo que ocurre en el nivel molecular durante un cambio de presión y volumen en una muestra fija de gas, piensa en los gases como los describe la teoría cinética molecular. Una muestra de gas en un recipiente ejerce cierta presión porque las partículas rebotan contra las paredes a un cierto ritmo y con una fuerza determinada. Si se reduce el volumen del recipiente, las partículas recorrerán distancias más cortas antes de golpear las paredes. Además, el área de las paredes disminuye conforme el volumen aumenta, por lo que cada unidad de área es golpeada por más partículas por unidad de tiempo. En términos más sencillos, cuando el número de golpes por segundo aumenta,l a presiónt ambiéna umenta.

Los ejemplos siguientes se refieren a cálculos de la ley de Boyle. Al resolver problemas relacionados con la ley de Boyle se pueden emplear cualesquiera unidades de presión y volumen que resulten apropiadas, siempre y cuando se empleen las mismas unidades tanto en las condiciones iniciales como en las finales.

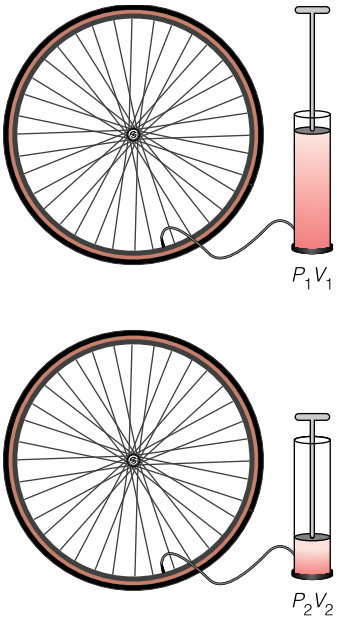


Figura 12.10 Una sencilla bomba para neumáticos de bicicleta pone de manifiesto la ley de Boyle. Un aumento de presión de P_1 a P_2 provoca una reducción del volumen de V_1 a V_2. Existe una relación inversa entre la presión y el gas.

EJEMPLO 12.1 Ley de Boyle

Un cilindro de oxígeno tiene un volumen de 2.00 L. La presión del gas es de 1470 lb/pulg^2 a 20°C. ¿Qué volumen ocupará el oxígeno a la presión atmosférica normal (14.7 lb/pulg^2), suponiendo que la temperatura no cambia?

SOLUCIÓN Primero,h azu nal istad el asc ondicioneso riginalesy f inales.

Inicial	Final
$P_1 = 1470\text{l}$ b/pulg^2	$P_2 = 14.7\text{l}$ b/pulg^2
$V_1 = 2.00$ L	$V_2 = ?$ L

La sustitución directa de estos valores en la ecuación de la ley de Boyle es un método para establecer el volumen final. También se puede emplear el método de razonamiento, que es como sigue. Se pide el volumen que resulta cuando la presión cambia de 1470 lb/pulg^2 a 14.7 lb/pulg^2. Se ha reducido la presión; por tanto, el volumen debe aumentar. Anota el volumen inicial (2.00 L) y multiplícalo por una fracción compuesta de las dos presiones. Para que la fracción sea mayor que 1 (a fin de que el volumen aumente), coloca el valor de presión más grande en el numerador (arriba).

$$V_2 = 2.00\text{ L} \times \frac{1470\text{ lb/pulg}^2}{14.7\text{ lb/pulg}^2} = 200.\text{ L} \qquad \text{(respuesta)}$$

EJERCICIO 12.1

(a) Un tanque de helio gaseoso tiene un volumen de 12.0 L y una presión de 260. lb/pulg^2. ¿Cuál sería el volumen de este gas a 1 atm (14.7 lb/pulg^2)?

(b) Un tanque de oxígeno tiene un volumen de 2.50 L y una presión de 5.00 atm. ¿Cuál sería el volumen de oxígeno a 1 atm?

La compresibilidad de los gases permite guardar grandes cantidades de gas en un tanquepe queño.

EJEMPLO 12.2 Ley de Boyle

Una cápsula espacial está equipada con un tanque de aire cuyo volumen es de 0.100 m^3. El aire está a una presión de 100. atm. Después de una caminata espacial, durante la

cual la presión de la cabina se reduce a cero, se cierra la cabina y se llena con el aire del tanque. ¿Cuál será la presión final si el volumen de la cápsula es de 12.5 m^3?

SOLUCIÓN Primero,h azu nal istad el asc ondicioneso riginalesy f inales.

Inicial	Final
$P_1 = 100.\ atm$	$P_2 = ?\ atm$
$V_1 = 0.100\ m^3$	$V_2 = 12.5\ m^3$

Puesto que el volumen en el que el aire está confinado aumenta, la presión debe disminuir. Anota la presión inicial, 100. atm, y multiplica esta presión por una fracción compuesta de los dos volúmenes. Con estos volúmenes, en metros cúbicos, formula un multiplicador que sea una fracción con un valor menor que 1 (la presión disminuye).

$$P_2 = 100.\ atm \times \frac{0.100\ m^3}{12.5\ m^3} = 0.800\ atm \qquad \text{(respuesta)}$$

Revisa tut rabajo.E ne step roblema, P_2 debe ser menor que P_1.

EJERCICIO 12.2

Véanse los problemas 12.23-12.30.

(a) Un globo meteorológico está lleno de helio gaseoso. En el suelo, donde la presión atmosférica es de 740. torr, el volumen del globo es de 10.0 m^3. ¿Cuál será la presión cuando el globo alcance una altitud de 5300 m, donde su volumen es de 20.0 m^3, suponiendo que la temperatura es constante?

(b) Si el globo meteorológico a una presión de 740. torr y con un volumen de 10.0 m^3 asciende a otra altitud donde su volumen aumenta a 17.0 m^3, ¿cuál es la presión?

12.5 Ley de Charles: volumen y temperatura de los gases

En 1787, el físico francés A. C. Charles estudió la relación entre la temperatura y el volumen de los gases. En esa época en particular el uso de globos de aire caliente era objeto de mucha atención en Francia, y Charles fue uno de los pioneros del ascenso en globos. Se le reconoce como el primero en emplear hidrógeno gaseoso para inflar un globo destinado a transportar personas. Charles, sin embargo, hizo más respecto a sus aficiones que otros entusiastas de los globos: procedió a llevar a cabo investigaciones científicas relacionadas con el efecto de la temperatura en el volumen de un gas.

Cuando un gas se enfría a presión constante, su volumen disminuye. Cuando el gas se calienta, su volumen aumenta. La temperatura y el volumen son directamente proporcionales; es decir, aumentan o disminuyen a la par. Sin embargo, esta relación exige un poco más de reflexión. Si se calienta 1 L de gas de 100. a 200.°C a presión constante, el volumen no se duplica, sino que sólo aumenta hasta aproximadamente 1.3 L. Esta relacióne ntree lv olumeny l at emperaturan oe st ans implec omou noq uisiera.

¿Recuerdas cómo se definieron las escalas de temperatura? Si bien una presión de cero —no importa qué unidades se utilicen— significa que no hay una presión por medir, y un volumen de cero significa que no hay volumen por medir, una temperatura de 0°C, como seguramente recordarás, es tan sólo una marca colocada de forma arbitraria en el termómetro, en el punto de congelación del agua. La escala Celsius no termina en este punto cero designado; se extiende en ambas direcciones para hacer posible la mediciónd et emperaturasm ásb ajaso m ása ltas.

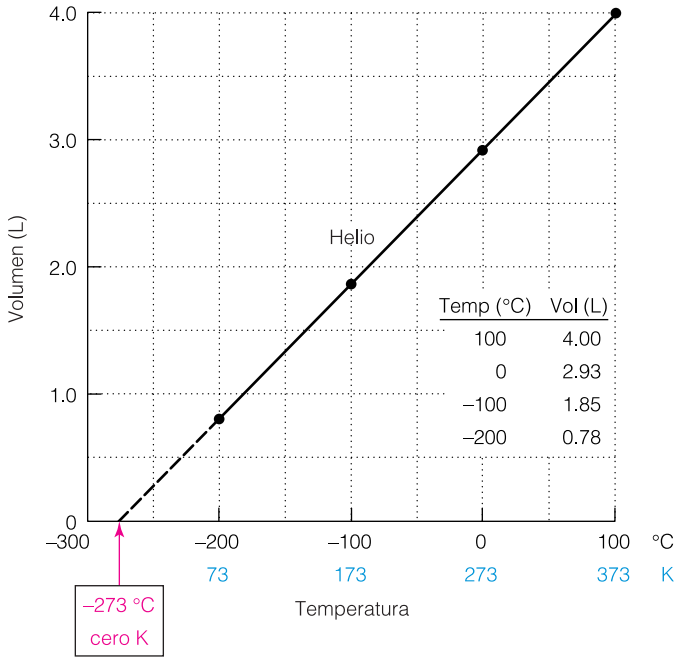


Figura 12.11 Relacióne ntree l volumeny l at emperaturad elh elio gaseosoa p resiónc onstante.

La Fig. 12.11 muestra una gráfica de datos similares a los obtenidos por Charles durante sus experimentos con el efecto de la temperatura sobre el volumen de una muestra de gas a una presión constante. El hecho de que los puntos de la gráfica yacen en línea recta indica que el volumen y la temperatura del gas son *directamente proporcionales*. Compara esta gráfica de una relación directamente proporcional con la gráfica de presión-volumen que muestra una relación inversamente proporcional.

La línea que pasa por los puntos de la gráfica de la Fig. 12.11 puede extenderse hacia temperaturas más bajas, incluso hasta el punto en el que el volumen del gas sea cero. Antes de que un gas alcance este punto, se licua, de modo que esto es un ejercicio sólo para la imaginación. (Cuando la línea que pasa por los puntos de una gráfica se extiende más allá de los límites de los datos experimentales reales, se dice que se ha *extrapolado* y se muestra en la gráfica como una línea punteada.) A partir de la línea extrapolada de la gráfica de volumen-temperatura, se puede establecer la temperatura a la que el volumen del gas sería cero, suponiendo que el gas no se licua. Esa temperatura es de –273.15°C; se le conoce como el cero absoluto, y se adoptó como el punto cero de la escala absoluta cuando las temperaturas se miden en kelvin (K). (Véase la sección 3.12.)

Charles comparó los cambios de volumen de una muestra de gas con los cambios de temperatura en la *escala absoluta*. Al hacerlo, descubrió que al duplicar la temperatura Kelvin (de 100. a 200. K, por ejemplo) también se duplicaba el volumen (de 1 a 2 L, por ejemplo). He aquí la relación sencilla que buscábamos. La ley que enuncia esta relación se conoce como ley de Charles.

Ley de Charles: a presión constante, el volumen que una muestra de gas ocupa es directamentep roporcionala s ut emperaturaK elvin.

$$V \propto T \qquad \text{(conp resióny m asac onstantes)}$$

La proporción directa que se muestra en la ley de Charles se transforma en una ecuacióna li ncluiru nac onstanted ep roporcionalidad, k.

$$V = kT$$

Dividiendoa mbosl adose ntre T seo btiene

$$\frac{V}{T} = k$$

A partir de esta ecuación se pueden escribir dos más, una con las condiciones iniciales V_1 y T_1, y la otra con las condiciones finales V_2 y T_2.

$$\frac{V_1}{T_1} = k_1 \quad \text{y} \quad \frac{V_2}{T_2} = k_2$$

Cuando se trabaja con una muestra de gas dada a presión constante, k_1 es igual a k_2, y los cocientes V/T son iguales. Por tanto, se puede escribir la útil ecuación siguiente, que representa la ley de Charles.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Conexión con el aprendizaje
En todos los cálculos de las leyes de los gases se deben emplear **temperaturas Kelvin** (no °C ni °F).

Despejando el volumen final, V_2, de esta ecuación se tiene:

$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

Como aquí se indica, cuando la temperatura de una muestra específica de gas a presión constante cambia, el nuevo volumen se calcula multiplicando el volumen inicial por el cociente de las dos temperaturas Kelvin. Recuerda que el volumen y la temperatura son proporcionales: cuando la temperatura Kelvin aumenta, el volumen también se incrementa, y viceversa. Por consiguiente, cuando la temperatura aumenta se emplea el cociente de temperaturas Kelvin que es mayor que 1, y cuando la temperatura disminuye, el cociente de temperaturas Kelvin que es menor que 1.

Si se conocen los volúmenes inicial y final, pero se desea calcular la temperatura final, T_2, se puede multiplicar la temperatura inicial por el cociente de volúmenes apropiado que mantenga la proporción directa.

$$T_2 = T_1 \times \frac{V_2}{V_1}$$

Recuerda que, en todos los cálculos relacionados con la ley de Charles, el cociente de temperaturas debe ser el que mantenga la proporción directa.

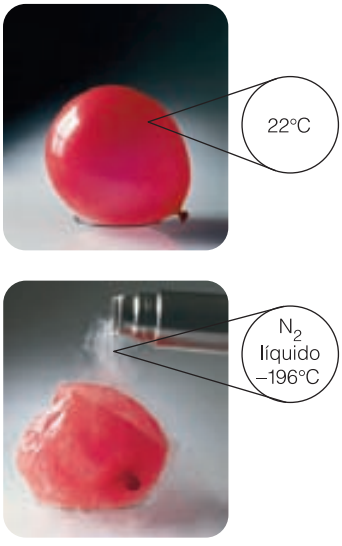


Figura 12.12 Cuando se vierten unos cuantos mililitros de nitrógeno líquido (−196°C) sobre un globo, el gas encerrado en éste se enfría y el volumen disminuye, mientras que la presión permanece constante. Esto concuerda con la ley de Charles.

Un modelo de la ley de Charles

Un simple globo lleno de cualquier gas sirve como modelo de la ley de Charles. La presión externa que el aire ejerce sobre el globo es constante. Cuando se calienta, el globo de gas se expande (su volumen aumenta). Cuando se enfría, el globo de gas se hace más pequeño (su volumen disminuye). Al verter nitrógeno líquido (−196°C) sobre un globo lleno de aire se demuestra de modo impresionante que el volumen disminuye cuando la temperatura disminuye (Fig. 12.12).

Teoría de la ley de Charles

La teoría cinética molecular ofrece un modelo de lo que ocurre en el nivel molecular durante un cambio de temperatura y volumen en una muestra específica de gas a presión constante. Cuando se calienta un gas, se le suministra energía (E.C. $= \frac{1}{2}mv^2$), y las partículas de gas se mueven con rapidez cada vez mayor: la masa (m) no cambia, pero la

velocidad (v) aumenta. Estas partículas más veloces golpean las paredes del recipiente con mayor frecuencia. Para que la *presión* permanezca constante, es necesario que el volumen del recipiente aumente, y un volumen mayor significa que las partículas disponen de más espacio donde moverse, por lo que les tomará más tiempo viajar de una pared a otra. Además, al ser mayor el área de las paredes, los golpes por unidad de área serán menos frecuentes.

Para que la presión permanezca constante, el volumen del recipiente debe expandirse sólo lo suficiente para compensar la energía adicional de las partículas de gas más calientes. Cuanto mayor sea la temperatura, mayor será la rapidez de las partículas de gas y el volumen que ocupen.

EJEMPLO 12.3 Ley de Charles

Un globo que está en una habitación a una temperatura de 27°C tiene un volumen de 2.00 L. ¿Cuál será su volumen fuera de la habitación, donde la temperatura es de –23°C? (Supón que la presión no cambia; la presión atmosférica es constante.)

Conexiones con el mundo real
Aplicaciones de la ley de Charles:
- Un globo se expande al calentarse.
- Un globo se achica a medida que se enfría.

SOLUCIÓN Primeroh azu nal istad e lasc ondicionesi nicialesy f inales.

Inicial	Final
$V_1 = 2.00$ L	$V_2 = ?$ L
$T_1 = 27°C$	$T_2 = -23°C$

Se deben cambiar todas las temperaturas a kelvin sumando 273 a la temperatura Celsius.

$$T_1 = 27 + 273 = 300.\ \text{K}$$
$$T_2 = -23 + 273 = 250.\ \text{K}$$

Lat emperaturad isminuye;p ort anto, elv olument ambiénd ebed isminuir.

$$V_2 = 2.00\ \text{L} \times \frac{250.\ \text{K}}{300.\ \text{K}} = 1.67\ \text{L} \qquad \text{(respuesta)}$$

EJERCICIO 12.3

(a) ¿Cuál sería el volumen final del globo del ejemplo anterior si se midiese a una temperatura de 47°C? (Supón que la presión no cambia.)

(b) Un globo con un volumen de 6.25 L a 20.°C, se enfrió y su volumen disminuyó a 5.44 L. ¿Cuál fue la temperatura Celsius final?

Véanse los problemas 12.31-12.38.

12.6 Ley de Gay-Lussac: presión y temperatura de los gases

Aproximadamente en la misma época en que Charles realizaba experimentos con la temperatura y el volumen de los gases, el químico francés Joseph Gay-Lussac (1778-1823) investigaba la relación entre la presión y la temperatura de los gases. La ley que enuncia esta relación se conoce como ley de Gay-Lussac.

Conexión con el aprendizaje
Gay-Lussac realizó varias ascensiones en globos más ligeros que el aire. En 1804 ascendió hasta una altitud de 6 900 m, con lo que estableció una marca que se mantuvo durante varias décadas.

Ley de Gay-Lussac: a volumen constante, la presión que ejerce una muestra específica deg ase sd irectamentep roporcionala s ut emperaturaK elvin.

$$P \propto T \qquad \text{(conv olumeny m asac onstantes)}$$

La proporción directa que aparece en la ley de Gay-Lussac también se puede escribir comos igue.

$$P = kT$$

Dividiendoa mbosl adose ntre T seo btiene

$$\frac{P}{T} = k$$

Ahora se puede escribir, con respecto a un volumen y masa constantes de un gas, la ecuación siguiente, que relaciona las condiciones iniciales, P_1 y T_1 con las condiciones finales, P_2 y T_2. Por consiguiente, la ley de Gay-Lussac se puede escribir como sigue.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Cuando un gas con cierta presión inicial, P_1, sufre un cambio de temperatura de T_1 a T_2, la nueva presión, P_2, se calcula multiplicando la presión inicial, P_1, por el cociente de las temperaturas Kelvin. La presión y la temperatura son directamente proporcionales; por tanto, la presión aumenta cuando la temperatura Kelvin aumenta, y viceversa.

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

También, multiplicando la temperatura Kelvin dada por el cociente de presión apropiadan osp ermitec alcularl at emperaturar equeridac uandoe lv olumene sc onstante.

$$T_2 = T_1 \times \frac{P_2}{P_1}$$

En todos los cálculos relacionados con la ley de Gay-Lussac, el cociente de presiones o det emperaturasK elvinq ues er equieree se lq uem antienel ap roporciónd irecta.

Se puede construir un dispositivo para medir presiones a diversas temperaturas acoplando un manómetro a un recipiente rígido cerrado. Este dispositivo se puede colocar en un horno o sumergir en líquidos a diversas temperaturas para obtener datos en una amplia variedad de condiciones. Luego de registrar y graficar los datos, se puede trazar una línea recta que pasa por los puntos de la gráfica. Si se extiende (extrapola) esta línea, se puede establecer la temperatura que corresponde a una presión de cero. Esta temperatura, conocida como el cero absoluto, es de −273°C, el mismo valor que se obtuvo mediante la gráfica de la ley de Charles del volumen y la temperatura de un gas.

Un modelo de la ley de Gay-Lussac

Conexiones con el mundo real
Aplicaciones de la ley de Gay-Lussac:
- Calentamiento de una lata a presión de fijador para el cabello.
- Calentamiento de una lata de comida sin abrir.
- Palomitas de maíz que se inflan.
- Fluctuaciones de presión en los neumáticos de automóvil con los cambios apreciables de temperatura.

Por todas partes hay ejemplos que ilustran la ley de Gay-Lussac. Basta con examinar una lata a presión de pintura, fijador para el cabello, limpiador o cualquier otro producto que se venda en este tipo de envase. El aviso de *Precaución* típico que llevan estos productos dice más o menos así:

Contenidoa p resión.N os ei ncineree lr ecipiente.

Nos ee xpongaa lc alorn is ea lmacenea t emperaturasm ayoresd e5 0°C.

La razón de estos avisos de precaución es la relación entre la temperatura y la presión, según la describe la ley de Gay-Lussac.

Debido a que un aumento de temperatura provoca un aumento de presión en una muestra de gas a volumen constante, puede ocurrir una explosión si se calienta un recipiente cerrado, especialmente si éste ya se encuentra a una presión considerable a temperatura ambiente. Este mismo principio es el que aprende un niño explorador a quien se le indica que debe practicar un orificio en la tapa de una lata de comida antes de ponerla a calentar directamente sobre una fogata. También en este caso la presión el gas encerradoe nl al ataa umentac onl at emperatura(Fig.1 2.13).

Teoría de la ley de Gay-Lussac

Una vez más, la teoría cinética molecular nos ofrece un modelo de lo que ocurre en el nivel molecular durante el calentamiento de una cantidad específica de gas con volumen constante. A medida que la temperatura aumenta a volumen constante, la energía cinética media de las partículas aumenta y las moléculas se mueven con más rapidez. Estas partículas en rápido movimiento bombardean las paredes del recipiente con más frecuencia y mayor fuerza. Por consiguiente, la presión, que es la fuerza por unidad de área, aumenta con la temperatura cuando el volumen permanece constante.

EJEMPLO 12.4 Ley de Gay-Lussac

Una lata de 17 oz de fijador en aerosol, cuya presión interna es de 850. torr a 21°C, se arroja al fuego, que tiene una temperatura de 450.°C. ¿Qué presión se alcanzará si la lata no explota a esa temperatura?

SOLUCIÓN Primero,h azu nal istad el asc ondicionesi nicialesy f inales.

Inicial	Final
$V_1 = 17$ oz.	$V_2 = 17$ oz. (no cambia)
$P_1 = 850.$ torr	$P_2 = 850.$ torr
$T_1 = 21°C$	$T_2 = 450.$ °C

Es necesario expresar todas las temperaturas en kelvin. Suma 273 a la temperatura Celsius.

$$T_1 = 21 + 273 = 294 \text{ K}$$
$$T_2 = -450. + 273 = 723 \text{ K}$$

Comol at emperaturaa umenta,t ambiénl ap resiónd ebea umentar.

Conexión con el aprendizaje
No olvides convertir todas las temperaturas a kelvin al efectuar cálculos de las leyes de los gases en los que intervengan temperaturas.

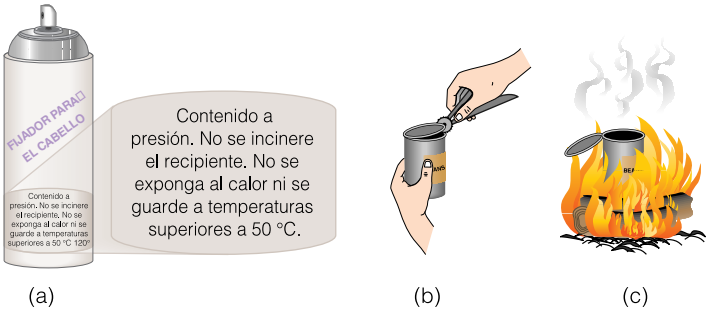


Figura 12.13 Una lata a presión de fijadorp arae lc abelloo d el impiador (a)t ieneu nv olumenc onstante. La presión aumenta con la temperatura. Si se calienta la lata, ésta puede estallaro r eventar.(b)S ed ebe perforar o abrir una lata de comida antesd e(c)c alentarlad irectamente sobreu naf ogata.E stose jemplos ilustran la ley de Gay-Lussac; lap resióny l at emperaturas on directamente proporcionales.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Tanques de gas para buceo profundo

En el buceo podemos encontrar una aplicación de la Ley de Dalton de las presiones parciales. La densidad del agua de mar es alrededor de 1.03 g/mL. La presión ejercida por una columna de 10 m de agua de mar es equivalente a 2 atm (presión hidrostática). Desde luego, conforme aumenta la profundidad, también se incrementa la presión. Esto significa que la presión parcial del oxígeno es el doble que la presión superficial (la presión a nivel del mar es de 1 atm, o sea, alrededor de 0.4 atm). De forma similar, la presión parcial de N_2, de 0.8 atm en la superficie se duplica hasta cerca de 1.6 atm a una profundidad de 10 m.

El aire está compuesto por nitrógeno (78.03%), oxígeno (20.99%) y otros gases (0.98%). Así, al aplicar la Ley de las presiones parciales de Dalton, la presión del oxígeno está dada por:

$$P_{O_2} = X_{O_2} P_T = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} P_T$$

donde P_T es la presión total. La presión parcial del oxígeno es 0.20 atm, cuando la presión total es igual a 1 atm. Sabemos que el volumen es directamente proporcional al número de moles de gas presente (a temperatura y presión constantes, de acuerdo con lo establecido por Gay Lussac). Por ello, podemos escribir:

$$P_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} P_T$$

Por lo tanto, la composición del aire es aproximadamente 20% de oxígeno gaseoso y 80% de nitrógeno gaseoso por volumen.

Cuando un buzo baja a una profundidad en que la presión es de 2 atm (presión total), el contenido de oxígeno en el aire debe reducirse, porque la presión parcial del oxígeno aumenta y se altera el equilibrio de los gases de la sangre, dando lugar a una intoxicación por oxígeno (hiperoxia). ¿En qué medida? Hagamos el siguiente cálculo.

$$V_{O_2} = \frac{P_{O_2}(V_{O_2} + V_{N_2})}{P_T} = \frac{0.2 \text{ atm } (1)}{2 \text{ atm}} = 0.10$$

Es decir, se debe reducir a 10%, por ello en los tanques de aire para buzos se diluye el oxígeno gaseoso.

Los buzos usan tanques con mezclas de gases. Algunas pueden ser: oxígeno y helio (Heliox) o helio, oxígeno y nitrógeno (Trimix).

$$P_2 = 850. \text{ torr} \times \frac{723 \text{ K}}{294 \text{ K}} = 2.09 \times 10^3 \text{ torr} \quad \text{(respuesta)}$$

EJERCICIO 12.4

(a) En los incendios de casas a veces se rompen las bombillas eléctricas. Si el argón gaseoso de una bombilla eléctrica tiene una presión de 1.00 atm a 15°C, ¿cuál será la presión (en atm) en la bombilla a 480.°C, si ésta no se rompe?

(b) Un grano de maíz para palomitas a 20.0°C y a una presión de 1 atm se calentó hasta 220.°C antes de reventar. ¿Cuál era la presión dentro del grano a esta temperatura?

La presión de aire de un neumático de automóvil está relacionada con su temperatura, como lo describe la ley de Gay-Lussac. Si se supone que el volumen de aire del neumático permanece constante, un aumento de temperatura debe dar por resultado un aumento de presión. Estas presiones se pueden medir con un sencillo manómetro para neumáticos, pero la presión manométrica mide únicamente la diferencia entre la presión interna y la externa (atmosférica). Por tanto, la presión real en lb/pulg^2 (libras por pulgada cuadrada) es igual a la presión manométrica más 14.7 lb/pulg^2. No olvides realizar este ajuste de la presión al trabajar con problemas en los que intervengan mediciones con manómetrod el ap resiónd en eumáticos.

EJEMPLO 12.5 Presiones manométricas de neumáticos

Antes de hacer un viaje, un neumático de automóvil tenía una presión manométrica de 32.0 lb/pulg^2 a 20.°C. Se revisó la presión después de varias horas de recorrido. La nueva presión manométrica fue de 36.0 lb/pulg^2. ¿Cuál era la temperatura del aire de este neumático, en °C?

SOLUCIÓN Primero,h azu nal istad el asc ondicionesi nicialesy f inales.

Inicial	Final
$P_1 = 32.0 + 14.7 = 46.7\text{l b/pulg}^2$	$P_2 = 36.0 + 14.7 = 50.7\text{l b/pulg}^2$
$T_1 = 20. + 273 = 293\ \text{K}$	$T_2 = ?\ ^\circ\text{C}$

Conexión con el aprendizaje
No olvides sumar 14.7 lb/pulg^2 (o un equivalente de una presión de 1 atm) a las presiones manométricas, tanto iniciales como finales, de los neumáticos.

Advertencia: Los manómetros para neumático miden la diferencia entre las presiones dentro y fuera del neumático. Debes sumar la presión atmosférica (14.7) a la presión manométrica de un neumático para obtener la presión total que se muestra en la tabla de valores. Multiplica la temperatura inicial (en kelvin) por el cociente de presiones que dé porr esultadou na umentod et emperatura.

$$T_2 = 293\ \text{K} \times \frac{50.7\ \text{lb/pulg}^2}{46.7\ \text{lb/pulg}^2} = 318\ \text{K}$$

$T_2 = 318\ \text{K} - 273 = 45^\circ\text{C}$ (respuestav álidaa d osc ifrass ignificativas)

EJERCICIO 12.5

(a) Si la presión manométrica de un neumático es de 32.0 lb/pulg^2, ¿cuál es la presión real?

(b) Si más tarde se encontró que la presión manométrica del neumático del ejemplo 12.5 era de 34.0 lb/pulg^2, ¿cuál era la temperatura del aire en el neumático?

Véansel os problemas 12.39-12.44.

12.7 Temperatura y presión normales

Debido a que el volumen de un gas depende tanto de la presión como de la temperatura, el volumen pequeño de un gas a baja temperatura y alta presión puede tener la misma masa que un volumen grande del mismo gas a una temperatura más alta y a una presión más baja. Por consiguiente, para comparar los volúmenes de dos muestras gaseosas, es necesario que ambas estén en las mismas condiciones. Las condiciones que se toman como referencia se conocen como **condiciones estándar**. La temperatura estándar es, por definición, de 273 K (0°C). La presión estándar se define como 1 atm (760. torr). En conjunto, se hace referencia a estas condiciones como **temperatura y presión estándar** (o **TPE**).

EJEMPLO 12.6 TPE

Indica el valor apropiado en cada una de las unidades siguientes a TPE.

(a) presióne na tmósferas

(b) presióne nl b/pulg^2

(c) temperaturae nk elvin

SOLUCIÓN Cada presión debe ser equivalente a 1 atm, la presión estándar. Cada temperatura debe ser equivalente a 273 K, la temperatura estándar .

(a) 1 atm **(b)** 14.7lb /pulg^2 **(c)** 273 K

EJERCICIO 12.6

Indicae lv alora propiadoe nc adac asoa TPE.

(a) presión en torr

(b) temperaturae ng radosC elsius

12.8 Ley combinada de los gases

Con respecto a cada ley de los gases que se ha descrito en este capítulo, se mantuvo constante la presión, el volumen o la temperatura, junto con la cantidad de gas, pero en muchas situaciones reales esto no resulta práctico. En el caso de una muestra específica de un gas, es posible relacionar las variaciones de los valores iniciales y finales de presión, volumen y temperatura mediante una sola ecuación. La ecuación que sigue combina todas las variables representadas en la ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Gay-Lussac; se le conoce como la **ley combinada de los gases**.

Ley combinada de los gases: $$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

En esta ecuación se representan seis variables diferentes. En tanto se conozcan cinco de las seis variables, se podrá determinar la cantidad faltante despejándola de la ecuación. Advierte que cuando las temperaturas T_1 y T_2 son iguales (constantes), se eliminan de la ecuación, con lo cual ésta se reduce a la ley de Boyle. Cuando las presiones P_1 y P_2 son iguales, se eliminan de la ecuación y ésta se reduce a la ley de Charles. Finalmente, cuando los volúmenes V_1 y V_2 son iguales, se eliminan de la ecuación y lo que resta es la ley de Gay-Lussac. De este modo, cuando se trata de una *muestra específica de un gas*, cuya masa o número de moles no cambia, la ecuación de la ley combinada de los gases permite calcular cualquiera de las seis variables si los otros cinco valores se conocen o se mantienen constantes.

Conexión con el aprendizaje
Siempre que un problema indique más de una P_1, V_1 o T_1, comienza elaborando una lista de valores iniciales y finales. El problema se resuelve mediante la ley combinada de los gases, o se reducirá a la ley de Boyle, de Charles o de Gay-Lussac si un valor es constante.

Si es el volumen final, V_2, lo que es preciso establecer, se puede despejar V_2 de la ecuación, como aquí se muestra, y sustituir los valores conocidos en la ecuación.

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1}$$

Existe otra opción. En vez de emplear el método de la ecuación de la ley combinada de los gases para determinar la presión, volumen o temperatura desconocida, se puede aplicar una estrategia de razonamiento en dos pasos. Inicia con el volumen conocido, V_1, y multiplícalo por el cociente de presiones apropiado y también por el cociente de temperaturas correspondiente. Ten presentes las proporciones inversas y directas del caso. Ya sea que se aplique esta estrategia de razonamiento, o que se despeje V_2 de la ecuación de la ley combinada de los gases, se llegará a la misma ecuación final de V_2.

EJEMPLO 12.7 Ley combinada de los gases

Un globo está lleno de helio cuando está en el suelo, a 22°C y a una presión de 740. torr. En estas condiciones su volumen es de 10.0 m^3. ¿Cuál sería su volumen (en metros cúbicos) a una altitud de 5300 m, donde la presión es de 370. torr y la temperatura es de −23°C?

SOLUCIÓN Primero,h azu nal istad el asc ondicionesi nicialesy f inales.

Inicial	Final
$P_1 = 740.$ torr	$P_2 = 370.$ torr
$V_1 = 10.0\ m^3$	$V_2 = ?\ m^3$
$T_1 = 22 + 273 = 295$ K	$T_2 = -23 + 273 = 250$ K

Aplica la estrategia de razonamiento: comienza con el volumen inicial y multiplícalo por el cociente de presiones. (La presión disminuye; el cociente debe dar lugar a un aumento de volumen.) Plantea esta parte del problema, pero no efectúes aún los cálculos.

$$V_2 = 10.0\ \text{m}^3 \times \frac{740.\ \text{torr}}{370.\ \text{torr}} \qquad (\textit{incompleto})$$

Ahora multiplica por un cociente de las temperaturas Kelvin. ¿Cómo influirá la disminución de la temperatura en el volumen inicial? Puesto que el volumen y la temperatura son directamente proporcionales, el cociente de temperaturas debe dar lugar a una reducción del volumen.

$$V_2 = 10.0\ \text{m}^3 \times \underbrace{\frac{740.\ \text{torr}}{370.\ \text{torr}}}_{\text{Cociente de presión}} \times \underbrace{\frac{250.\ \text{K}}{295\ \ \text{K}}}_{\text{Cociente de temperatura}} = 16.9\ \text{m}^3 \qquad \text{(respuesta)}$$

El orden en el que utilices los cocientes de presiones y de temperaturas no es importante. También podrías sustituir los valores apropiados en la ecuación de la ley combinada de los gases

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

yd espejar V_2.

EJERCICIO 12.7

(a) ¿Cuál es el volumen a TPE de una muestra de helio que tiene un volumen de 4.50 L a 21°C y a una presión de 744 torr?

(b) ¿Qué volumen de O_2 gaseoso a TPE puede obtenerse de un tanque de 2.00 L de O_2 a una presión de 5.50 atm y a 25°C?

Véansel os problemas 12.45-12.50.

12.9 Ley de Avogadro: volumen y moles de gases

En la ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac y la ley combinada de los gases se han manejado variaciones de presión, volumen y temperatura, pero en todos los casos se tenía una muestra determinada de un gas. ¿Qué ocurre, empero, si se modifica la cantidad de gas, esto es, el número de moléculas o de moles de gas? Cuando introduces aire en un globo, éste se expande. Aún más, los experimentos a temperatura y presión constantes muestran que, cuando el número de moles de gas (o de moléculas de gas) se duplica, el volumen de gas también se duplica. Observaciones sencillas como ésta llevaron al químico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) a proponer una importante hipótesise n1 811.

Conexión con el aprendizaje
Avogadro fue el primero en sugerir que ciertos elementos, como el hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno, estaban constituidos por moléculas diatómicas, es decir, por moléculas que contienen dos átomos cada una.

Hipótesis de Avogadro: volúmenes iguales de gases a la misma presión y temperaturac ontieneni gualn úmerod em oléculas.

Por consiguiente, cuando se duplica el volumen de un gas, también debe duplicarse el número de moléculas o moles del gas si la temperatura y la presión son constantes. La hipótesis de Avogadro conduce a una relación matemática, la ley de Avogadro, que relaciona el volumen de gas y los moles.

Ley de Avogadro: el volumen de un gas a temperatura y presión constantes es proporcionala ln úmerod em oles(n) del gas.

$$V \propto n \qquad \text{o} \qquad V = kn$$

Cuando el número de moles de gas, n_1, con un volumen inicial, V_1, cambia a una cantidad diferente, n_2, a temperatura y presión constantes, se puede establecer el volumen final, V_2, aplicando la ley de Avogadro, que se escribe como sigue.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

El ejemplo siguiente ilustra la aplicación de la ley de Avogadro.

EJEMPLO 12.8 Ley de Avogadro

A cierta presión y temperatura, un trozo de 21.0 g de hielo seco (CO_2 sólido) sublima totalmente, es decir, se transforma directamente en gas. El CO_2 gaseoso ocupa un volumen de 11.5 L. ¿Cuál sería el volumen de 1.00 mol del gas a presión y temperatura constantes?

SOLUCIÓN Primero,c onviertel ac antidadi niciald e CO_2, 21.0 g, a moles.

$$21.0 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.0 \text{ g } CO_2} = 0.477 \text{ mol } CO_2$$

Ac ontinuación,h azu nal istad el asc ondicioneso riginalesy f inales.

Inicial	Final
$n_1 = 0.477$ mol	$n_2 = 1.00$ mol
$V_1 = 11.5$ L	$V_2 = ?$ L

Aplicandol al eyd e Avogadroy d espejando V_2 se tiene que

$$V_2 = 11.5 \text{ L} \times \frac{1.00 \text{ mol}}{0.477 \text{ mol}} = 24.1 \text{ L} \quad \text{(respuesta)}$$

EJERCICIO 12.8

Véanse los problemas 12.51-12.56.

(a) Si 0.222 mol de un gas ocupa un volumen de 5.13 L, ¿cuántos moles habría en una muestra de gas cuyo volumen es de 7.47 L a la misma presión y temperatura?

(b) Un mol de gas a TPE tiene un volumen de 22.4 L. ¿Cuántos moles del gas hay en un recipiente de 3.00 L a TPE?

12.10 Volumen molar y densidad de gases a TPE

Por lo regular, la densidad de los gases se informa en las publicaciones en gramos por litro a TPE. Recuerda (Sec. 9.5) que hay 6.022×10^{23} moléculas en un mol de cualquier sustancia química, ya sea sólida, líquida o gaseosa. Recuerda además que la masa de un mol (la masa molar) de gas es el peso formular expresado en gramos. Si partimos de la masa molar (gramos por mol) y empleamos la densidad del gas a TPE (gramos por litro) como factor de conversión, podemos averiguar cuántos litros ocupa un mol del gas a TPE. Por ejemplo, la masa molar del nitrógeno gaseoso es de 28.0 g/mol, y su densidad a TPE es de 1.25 g/L. Su volumen molar resulta ser

Conexión con el aprendizaje
Advierte que el término de densidad se ha invertido en los cálculos que aquí se muestran, a fin de poner litros en el numerador y gramos en el denominador. Los gramos se eliminan al multiplicar.

$$\frac{28.0 \text{ g}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ L}}{1.25 \text{ g}} = 22.4 \text{ L/mol para el nitrógeno a TPE}$$

En el caso del oxígeno, la densidad a TPE es de 1.43 g/L y la masa molar es de 32.0 g/mol. Su volumen molar es

$$\frac{32.0\text{ g}}{\text{mol}} \times \frac{1\text{ L}}{1.43\text{ g}} = 22.4\text{ L/mol para el oxígeno a TPE}$$

De hecho, el volumen que ocupa un mol de *cualquier* gas a TPE se aproxima mucho a 22.4 L. Las investigaciones en el laboratorio también confirman este valor. Por consiguiente, 22.4 L es lo que se conoce como el **volumenm olar** de un gas a TPE.

Una comparación burda sería la siguiente. La caja en la que una pelota de baloncesto cabe holgadamente tiene un volumen cercano a los 22.4 L (Fig. 12.14). Para ser más precisos, la caja debe tener 28.2 cm por lado para tener un volumen total de 22.4 L (Fig. 12.15). No importa qué gas se utilice, un mol del gas ocupa el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas en las mismas condiciones. Hemos llegado así a la constante siguiente, que es de gran utilidad.

Figura 12.14 El volumen de un mol de gas (el volumen molar) es de 22.4 L a TPE para todos los gases.U nap elotad eb aloncestoc abe holgadamented entrod eu nac aja que tenga este volumen.

El volumen molar de cualquier gas a TPE es de 22.4 L/mol.

Si se parte de la masa molar (gramos por mol) y se emplea el volumen de un mol (el volumen molar) como factor de conversión, se puede calcular la densidad de cualquier gas a TPE, como se muestra en el ejemplo.

EJEMPLO 12.9 Densidad de los gases a TPE

Calcular ad ensidad delm etanog aseoso,C H_4, a TPE.

SOLUCIÓN Parte de la masa molar del metano (16.0 g/mol) y utiliza el volumen molar (22.4 L/mol) como factor de conversión para calcular la densidad del gas a TPE.

$$\frac{16.0\text{ g}}{\text{mol}} \times \frac{1\text{ mol}}{22.4\text{ L}} = 0.714\text{ g/L (densidad a TPE)}$$

EJERCICIO 12.9

(a) Calcular ad ensidad delc lorog aseoso,C l_2, a TPE.
(b) Calcular ad ensidadd elh eliog aseosoa TPE.

Véansel os problemas 12.57-12.66.

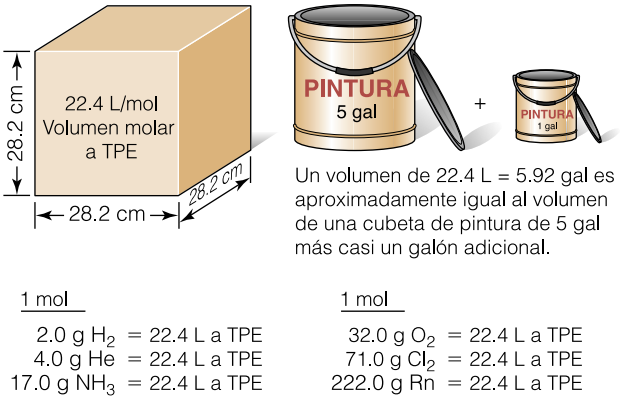


Figura 12.15 Elv olumenm olard e cualquier gas a TPE es de 22.4 L.

El ejemplo resuelto muestra que la densidad de cualquier gas a TPE se obtiene multiplicando la masa molar por un valor constante (1 mol/22.4 L). La conclusión es que la masa molar es proporcional a la densidad del gas. Así, un gas de masa molar grande —como el cloro— tendrá una mayor densidad, y un gas de masa molar pequeña —como el helio— tendrá menor densidad.

12.11 Ley del gas ideal

Con respecto a una cantidad determinada de un gas, donde la presión, el volumen y la temperatura son las únicas variables, es posible calcular la cantidad en gramos o moles, o la masa molar de la muestra de gas. Regresemos a las leyes básicas de los gases. La ley de Boyle establece que $PV = k$, donde k es una constante para una masa y una temperatura constantes. Asimismo, con base en la ley combinada de los gases se puede escribirl os iguiente:

$$\frac{PV}{T} = k \quad \text{(para una masa fija de un gas)}$$

Una vez más, se tiene una constante, k, para una muestra determinada de gas. Pero si se mantienen constantes la presión y la temperatura mientras se introduce otra cantidad igual de moléculas, el volumen (lado izquierdo) deberá duplicarse, al igual que el valor del lado derecho de la ecuación; se necesita un multiplicador en el lado derecho de la ecuación.

Sabemos, por la ley de Avogadro, que el volumen del gas, V, es proporcional al númerod em oles, n,d eg asa p resióny t emperaturac onstantes.

$$V \propto n \text{ o } V = kn \quad \text{(presióny t emperaturac onstantes)}$$

El multiplicador que se necesita en el lado derecho de la ecuación previa ($PV/T = k$) es n, que representa el número de moles. De este modo, cuando el volumen se duplica en el lado izquierdo, en el lado derecho el número de moléculas también se duplica. Ahora se puede escribir de nuevo la ecuación con n en el lado derecho junto con la **constante universal de los gases**, R, en lugar de k.

$$\frac{PV}{T} = nR$$

Esta ecuación se conoce como la **ley del gas ideal**, y habitualmente se escribe en forma lineal.

Ley del gas ideal: $PV = nRT$

Esta ecuación permite calcular el número de moles, n, cuando se conocen P, V y T, pero también es preciso conocer el valor de R, la constante de los gases. Podríamos simplemente indicarte el valor de R, pero lo entenderás mejor si te mostramos cómo se puede establecer este valor. Primero, reorganiza la ecuación para despejar R, y luego utiliza los valores correspondientes a un mol de gas a TPE que ya conoces, como sigue.

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$= \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} \quad \text{(Se emplean los valores conocidos que corresponden a 1 mol de gas a TPE.)}$$

$$R = 0.0821 \frac{\text{L-atm}}{\text{mol-K}} \quad \text{(L-atms ignifical itros} \times \text{atm, y mol-K, moles} \times \text{K.)}$$

Conexión con el aprendizaje
El valor de R se lee como 0.0821 litros-atmósferas por mol-kelvin.

Ahora que disponemos de un valor de R, podemos emplear la ecuación para calcular P, V, T o n de cualquier muestra específica de un gas en un conjunto determinado de condiciones.

Esta ecuación es muy útil, pero existen limitaciones: los cálculos deben basarse en el supuesto de que se trata de un gas ideal.

Se define un **gas ideal** como un gas que se ajusta a la perfección a la ley del gas ideal —y a las demás leyes de los gases— en todas las condiciones.

Los **gases reales** (los que existen en la realidad) no se ajustan a la perfección a estas leyes de los gases porque se componen de moléculas que tienen un volumen y también pequeñas fuerzas de atracción que no están consideradas en las ecuaciones. La desviación respecto a las condiciones ideales es muy apreciable a altas presiones o a temperaturas muy bajas, cuando las moléculas están próximas unas de otras. En estas condiciones, las atracciones moleculares aumentan y el volumen de las moléculas llega a ser una fracción importante del volumen total. Sin embargo, a las presiones ordinarias la ley del gas ideal resulta adecuada para la mayor parte de los cálculos.

EJEMPLO 12.10 Ley del gas ideal

Calcula el volumen que ocupa 1.00 mol de nitrógeno gaseoso a 25°C y a una presión de 1.00 atm.

SOLUCIÓN Despeja V de la ecuación de la ley del gas ideal ($PV = nRT$) y sustituye los valoresa propiadose nl an uevae cuación.

$$V = \frac{nRT}{P} \text{ o, descompuesta en factores: } V = \frac{n}{P} \times R \times T$$

$$V = \frac{1.00 \text{ mol}}{1.00 \text{ atm}} \times \frac{0.0821 \text{ L-atm}}{\text{mol-K}} \times 298 \text{ K} = 24.5 \text{ L} \quad \text{(respuesta)}$$

Advierte que se eliminan todas las unidades salvo los litros. La respuesta es un volumen en litros. Quizá las unidades de la constante de los gases, R, parezcan complejas, pero ello es necesario para que todas las unidades se eliminen como es debido.

EJERCICIO 12.10

(a) ¿Cuántos moles de gas comprimido hay en un cilindro que contiene 20.0 L de un gas a 25°C y a una presión de 97.3 atm?

(b) ¿Cuál es la presión en un tanque de 20.0 L que contiene 6.00 mol de oxígeno gaseoso comprimido, si el tanque se encuentra en medio de un incendio a una temperatura de 800.°C?

Los cálculos del ejemplo 12.10 muestran que un mol de nitrógeno (o de cualquier gas) tiene un volumen de 24.5 L a 25°C y 1 atm. En otras palabras, el volumen molar de un gas a 25°C y 1 atm es de 24.5 L. Puesto que el volumen molar de cualquier gas a TPE es de 22.4 L, se ha demostrado una vez más que un gas a una temperatura más altad ebeo cuparu nv olumenm ayors il osd emásf actoress em antienenc onstantes.

La ley del gas ideal se puede aplicar a más situaciones si se lleva a cabo una sustitución del número de moles, n. Cuando se divide la cantidad en gramos de una sustancia, g, entre su masa molar, M_m, se tiene el número de moles, n.

$$n = \frac{\text{Masa en gramos}}{\text{Gramos/mol}} = \frac{\text{Masa en gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{g}{M_m}$$

Sustituyendo n por g/M_m en la ley del gas ideal se obtiene

$$PV = \frac{g}{M_m}RT$$

ob ien, escritac omoe cuaciónl ineal,

$$M_m PV = gRT$$

Con esta ecuación de la ley del gas ideal modificada se puede calcular la masa molar, M_m, la presión, P, el volumen, V, los gramos, g, o la temperatura, T, de cualquier muestra de gas si se eligen todas las unidades correctamente de modo que se eliminen con las unidades de la constante de los gases, R.

EJEMPLO 12.11 Uso de la ley de los gases ideales modificada

Se dejó calentar a temperatura ambiente una cantidad de 10.0 g de nitrógeno líquido. ¿Qué volumen ocupará el nitrógeno gaseoso a 20.°C y 1 atm?

SOLUCIÓN Despeja V de la ecuación de la ley de los gases ideales modificada.

$$V = \frac{gRT}{M_m P} = \frac{g}{M_m} \times R \times \frac{T}{P}$$

A continuación, sustituye los valores en la ecuación. La masa molar del nitrógeno gaseoso es de 28.0 g/mol, y la temperatura de 20.°C equivale a 293 K.

$$V = \frac{10.0\ \cancel{g}}{28.0\ \cancel{g/mol}} \times \frac{0.0821\ \text{L-}\cancel{\text{atm}}}{\cancel{\text{mol-K}}} \times \frac{293\ \cancel{\text{K}}}{1\ \cancel{\text{atm}}} = 8.59\ \text{L} \qquad \text{(respuesta)}$$

EJERCICIO 12.11

Véanse los problemas 12.67-12.74.

(a) ¿Cuál es la presión (en atm) de una muestra de 10.0 g de nitrógeno gaseoso que está en un recipiente rígido de 2.00 L a 22.0°C?

(b) Calcula la masa molar de un líquido cuyo vapor llenó un matraz de 250. mL a 100.°C y a una presión de 1 atm. La masa del vapor era de 0.4898 g.

12.12 Ley de Dalton de las presiones parciales

A John Dalton se le conoce sobre todo por su teoría atómica (Sec. 4.7), pero su amplia gama de intereses incluía también el campo de la meteorología. En sus intentos por comprender el clima, hizo experimentos con el vapor de agua del aire. Dalton encontró que, cuando agregaba vapor de agua al aire seco, la presión que el aire ejercía aumentaba en una cantidad igual a la presión del vapor de agua. Después de numerosas investigaciones, Dalton concluyó que cada uno de los gases de una mezcla se comporta de forma independiente respecto a los otros gases. Cada gas ejerce su propia presión. La presión total de la mezcla es igual a la suma de las **presiones parciales** que los gases individuales ejercen (Fig. 12.16). Esto se conoce como la **ley de Dalton de las presiones parciales**,q uee n términosm atemáticoss ee xpresac omos igue.

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots$$

donde los términos del lado derecho se refieren a la presión parcial de cada uno de los gases.

Los gases como el oxígeno, el nitrógeno y el hidrógeno se componen de moléculas no polares que son poco solubles en agua; este hecho permite recogerlos sobre agua mediante una técnica conocida como desplazamiento de agua (Fig. 12.17). De los gases recogidos

Conexión médica
Los médicos hacen analizar rutinariamente los gases de la sangre de sus pacientes en el laboratorio del hospital. Los valores se informan como *presiones parciales*, P, en mm Hg (torr).

Gas	Intervalo normal
$P\,CO_2$	35-45 mm Hg
$P\,O_2$	80-100 mm Hg

Es de esperar que las personas que fuman mucho tengan presiones parciales bajas de O_2 y altas de CO_2.

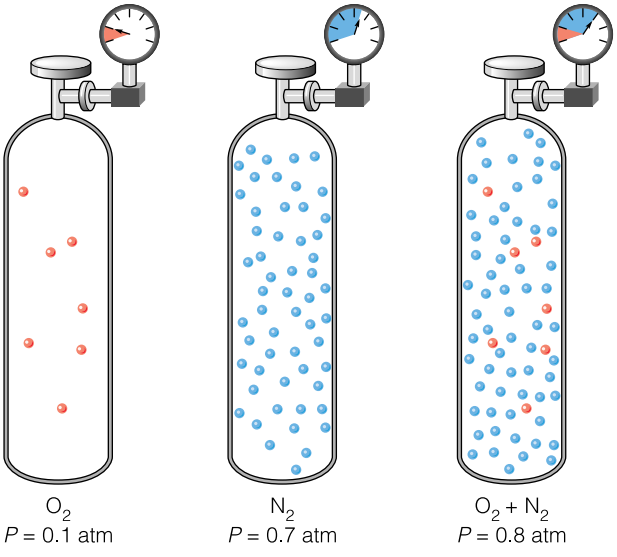


Figura 12.16 La ley de Dalton de lasp resionesp arcialesa firmaq uel a presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de lasp resionesp arcialese jercidasp or cada uno de los gases.

de esta manera se dice que están "húmedos", pues contienen vapor de agua. La presión total en el recipiente de recolector es igual a la suma de la presión del gas que se recoge más la presión del vapor de agua. En forma matemática.

$$P_{\text{total}} = P_{\text{gasr ecogido}} + P_{\text{vapor de agua}}$$

La **presión de vapor** de una sustancia es la presión parcial que ejercen las moléculas de la sustancia que están en la fase gaseosa, sobre la fase líquida de la sustancia. La presión de vapor del agua depende de la temperatura de ésta; la cantidad de agua líquida no importa. Cuanto más caliente está el agua, tanto mayor es su presión de vapor. Si se conoce la temperatura del agua, su presión de vapor correcta se puede encontrar en una tabla de presiones de vapor (Tabla 12.2). La presión parcial del gas que se recoge se obtiene restando la presión de vapor del agua de la presión interna total del recipiente recolector.

$$P_{\text{gasr ecogido}} = P_{\text{total}} - P_{\text{vapor de agua}}$$

EJEMPLO 12.12 Presiones parciales

Se recoge oxígeno gaseoso sobre agua a 20.°C y a una presión barométrica de 744 torr, y se igualan los niveles de agua dentro y fuera de la botella recolectora. ¿Cuál es la presión del oxígeno seco (O_2 solo)?

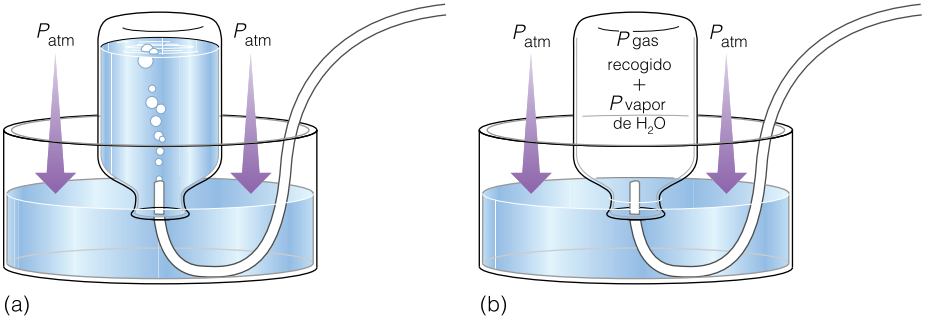


Figura 12.17 Para recolectar un gas por desplazamiento de agua, se llena la botella totalmente con agua y se invierte en un recipiente grande con agua (a). Conforme el gas se desprende en el interior de la botella, las burbujas de gas suben y llenan la botella desplazando al mismo tiempo el agua que ésta contiene. Cuando los niveles dentro y fuera de la botella son iguales, las presiones dentro y fuera de la botella también son iguales (b). En este punto $P_{\text{atm}} = P_{\text{gas recogido}} + P_{\text{vapor de agua}}$.

Tabla 12.2 Presiones de vapor del agua a diversas temperaturas

Temperatura (°C)	Presión de vapor (torr)	Temperatura (°C)	Presión de vapor (torr)
0	4.6	24	22.4
5	6.5	25	23.8
10	9.2	30	31.8
15	12.8	35	42.2
17	14.5	40	55.3
18	15.5	50	92.5
19	16.5	60	149.4
20	17.5	70	233.7
21	18.7	80	355.1
22	19.8	90	525.8
23	21.2	100	760.0

SOLUCIÓN Los niveles de agua dentro y fuera de la botella recolectora se han igualado, así que la presión total dentro de la botella es igual a la presión barométrica. La tabla 12.2 indica que la presión de vapor de agua a 20.°C es de 17.5 torr (o 18 torr). Se aplica la ley de Dalton de las presiones parciales.

$$P_{\text{gasr ecogido}} = P_{\text{total}} - P_{\text{vapor de agua}}$$
$$= 744 - 18 = 726 \text{ torr}$$

EJERCICIO 12.12

(a) ¿Cuál es la presión total de los gases en la sangre de una persona que tiene una presión parcial de CO_2 de 60.1 mm Hg y una presión parcial de O_2 de 39.2 mm Hg?

(b) Se recoge hidrógeno gaseoso sobre agua a 22°C y a una presión barométrica de 741. torr. ¿Cuál es la presión parcial del H_2 secor ecogido?

La composición del aire seco se indica en la tabla 12.1. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, no importa cuáles sean los gases que se mezclan (en tanto no reaccionen); sus presiones parciales se suman para dar la presión total. El aire seco contiene 78% de nitrógeno; por tanto, el 78% de la presión del aire se debe al nitrógeno presente en él. Si la presión total de aire es de 700. torr, entonces la presión parcial de nitrógeno en el aire es 78.0% por 700. torr, esto es, 546 torr.

EJEMPLO 12.13

Con base en el porcentaje de oxígeno en el aire seco que se indica en la tabla 12.1, calcula la presión parcial de oxígeno en una muestra de aire a 738 torr.

SOLUCIÓN De la tabla 12.1 se obtiene el porcentaje de oxígeno en el aire (21.0%). Dado que la presión total es de 738 torr, la presión parcial de oxígeno es

$$P_{\text{oxígeno}} = 0.210 \times 738 \text{ torr} = 155 \text{ torr}$$

EJERCICIO 12.13

(a) Calcula la presión parcial de nitrógeno en el aire a 738 torr. (El aire contiene 78.0% den itrógeno.)

(b) Calcula la presión parcial de argón en el aire a 738 torr. (Consulta la tabla 12.1.)

Véanse los problemas 12.75-12.80.

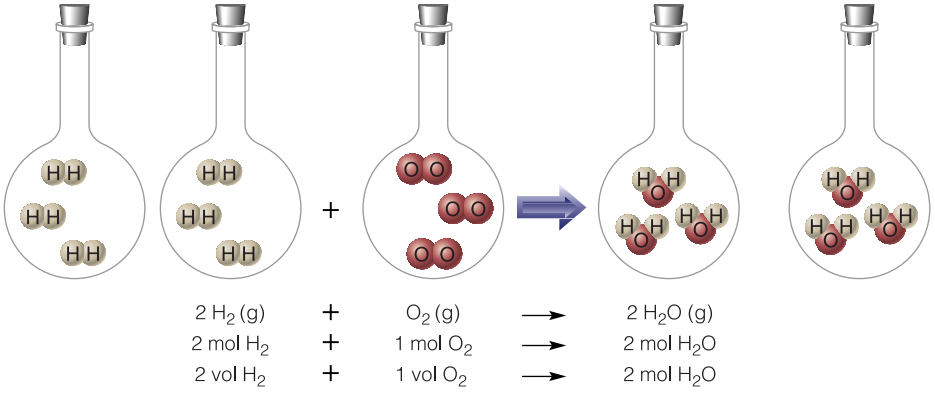


Figura 12.18 Dosv olúmenesd eH $_2$ reaccionan con un volumen de O_2 paraf ormard osv olúmenesd ev apor dea gua.C adav olumenc ontienee l mismon úmerod em oléculas. Aquí ser epresentann úmerosi gualesd e átomosd eh idrógenoy d eo xígeno comor eactivosy c omop roductos. En las reacciones químicas no se crean ni se destruyen átomos.

12.13 Estequiometría de gases: una visión integral

Algunas de las primeras reacciones que se investigaron fueron de gases. En 1809, Joseph Louis Gay-Lussac descubrió que, si todas las mediciones se hacían a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos guardaban entre sí una proporción de números enteros pequeños. Por ejemplo, cuando permitía que el hidrógeno reaccionase con oxígeno para formar vapor de agua a 100°C, se necesitaba que dos volúmenes de hidrógeno (esto es, dos volúmenes de igual tamaño) reaccionasen con un volumen de oxígeno para formar dos volúmenes de vapor de agua (Fig. 12.18). La proporción de volúmenes era de 2:1:2. Tiempo después se comprendió que la proporción de los volúmenes es igual a la proporción de los moles, 2:1:2, de la reacción, indicadas por los coeficientes de la ecuación

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(g)$$

En otro experimento (Fig. 12.19), Gay-Lussac encontró que dos volúmenes de monóxido de carbono, CO, se combinaban con un volumen de oxígeno para formar dos volúmenes de dióxido de carbono. También en este caso, la proporción de volúmenes de 2:1:2 corresponde a la proporción de moles indicada por los coeficientes de la ecuación.

$$2\ CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g)$$

La proporción no es siempre de 2:1:2. Cuando el nitrógeno gaseoso reacciona con hidrógeno gaseoso (Fig. 12.20) para formar amoniaco, la proporción de volúmenes que se combinan es de un volumen de nitrógeno con tres volúmenes de hidrógeno para dar dos volúmenes de amoniaco (1:3:2). Una vez más, la proporción de volúmenes corresponde a la proporción de moles indicada por los coeficientes de la ecuación.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

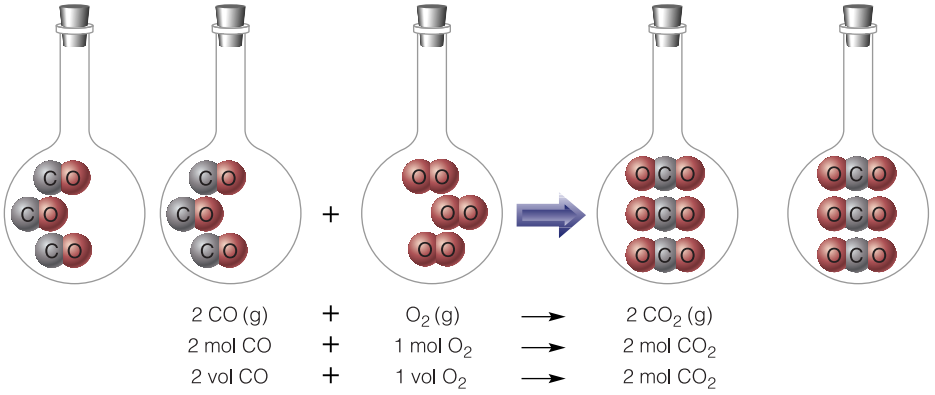


Figura 12.19 Dosv olúmenesd e CO reaccionan con un volumen de O_2 paraf ormard osv olúmenesd e CO_2.C adavolumenc ontienee l mismon úmerod em oléculas. Lap roporciónd ev olúmenesy la proporción de moles de los gases son las mismas. Aquí se representann úmerosi gualesd e átomosd ec arbonoy d eo xígeno comor eactivosy c omop roductos. En las reacciones químicas no se crean ni se destruyen átomos.

Figura 12.20 Un volumen de N_2 reacciona con tres volúmenes de H_2 para formar dos volúmenes de NH_3. Cada volumen contiene el mismo número de moléculas. La proporción de volúmenes y la proporción de moles de los gases son las mismas. Aquí se representan números iguales de átomos de nitrógeno y de hidrógeno como reactivos y como productos. En las reacciones químicas no se crean ni se destruyen átomos.

Gay-Lussac encontró que los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos guardan entre sí proporciones de números enteros pequeños. Esto se conoce como la **ley de los volúmenes de combinación** de los gases. No obstante, fue Avogadro el primero en explicar esta ley.

Como lo describe la ley de Avogadro, *dos volúmenes* de un gas contienen el doble de moléculas y también el doble de moles del gas que un solo volumen del gas. Aún más, *dos moles* de gas contienen el doble de moléculas y ocupan un volumen dos veces mayor que *un mol* de gas en las mismas condiciones. Asimismo, tres moles de gas ocupan un volumen tres veces mayor que un mol de gas.

En la reacción de síntesis de amoniaco, los gases guardan una proporción de moles sencilla de 1:3:2; la proporción de volúmenes también es de 1:3:2, no importa qué unidadesd ev olumens eu tilicen.

	$N_2(g)$	$+ 3\ H_2(g)$	$\longrightarrow 2\ NH_3(g)$
Moles de gas:	1 mol	3 mol	⟶ 2 mol
Volumen en litros:	1 L	3 L	⟶ 2 L
Volumene nm ililitros:	1m L	3m L	⟶ 2 mL
	50 mL	150 mL	⟶ 100 mL
Cualesquierau nidades dev olumen:	1 volumen	3v olúmenes	⟶ 2 volúmenes

EJEMPLO 12.14 Ley de los volúmenes de combinación

¿Qué volumen de $H_2(g)$ se necesita para producir 120. L de amoniaco en las mismas condiciones?

SOLUCIÓN Puesto que ambas sustancias químicas son gases, la proporción de volúmenes es igual que la proporción de moles. Una vez más, la reacción es

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

Se inicia con la cantidad de amoniaco, NH_3,p orquee stev olumene sc onocido.

$$120.\ \text{L}\ NH_3 \times \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 180.\ \text{L de}\ H_2\ \text{gaseoso} \qquad \text{(respuesta)}$$

EJERCICIO 12.14

(a) ¿Qué volumen de $N_2(g)$ se necesita para producir 120. L de amoniaco en las mismasc ondiciones?

(b) Calcula el volumen de hidrógeno que se puede obtener a partir de 4000. L de metano,C H_4, en las mismas condiciones y con base en la ecuación siguiente.

$$CH_4(g) \longrightarrow C(s) + 2\,H_2(g)$$

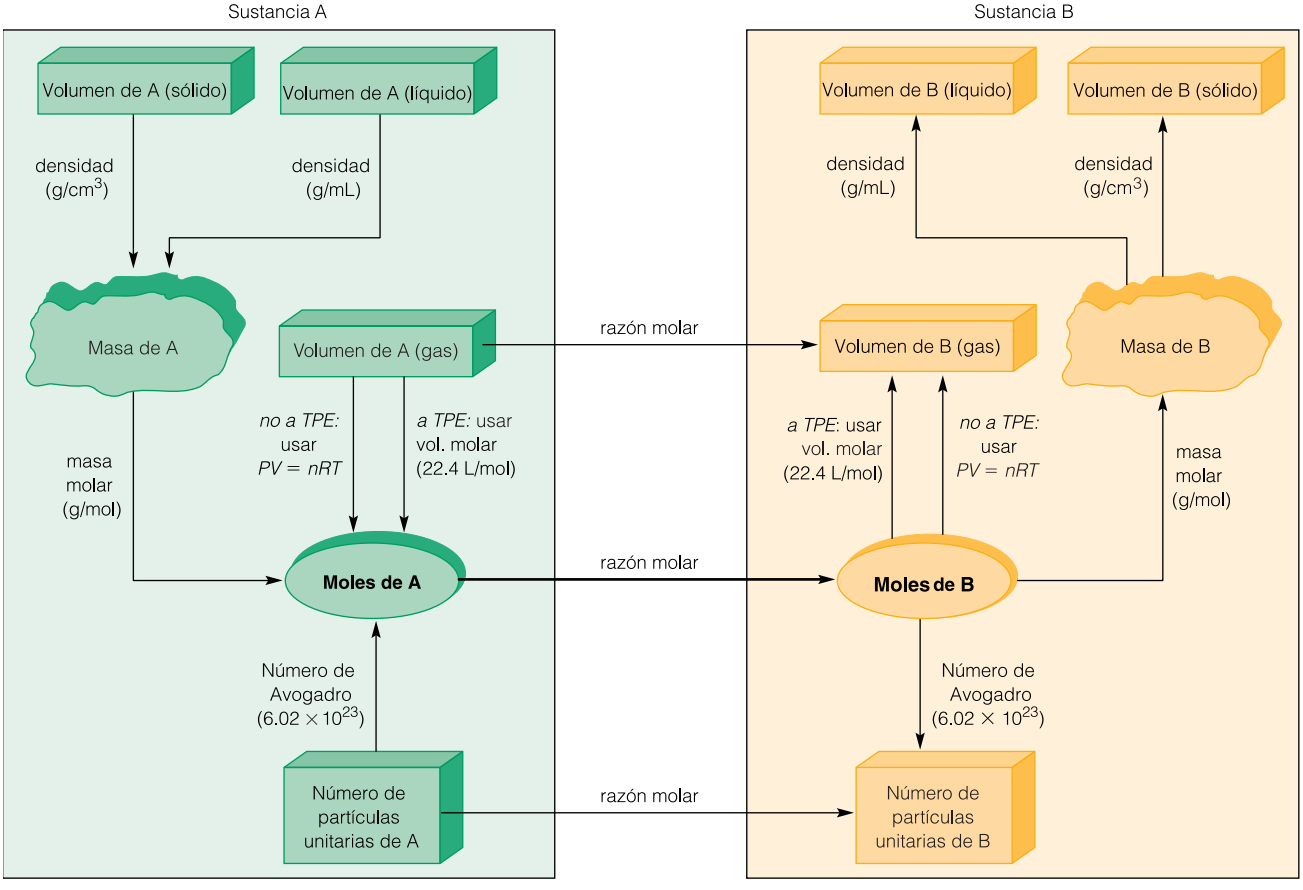
En el capítulo 11 nos ocupamos de numerosos tipos de cálculos estequiométricos, entre ellos las conversiones de gramos de A a moles de A, a moles de B y a gramos de B, y de las relaciones estequiométricas en las que tanto el reactivo como el producto en cuestión eran gases a la misma temperatura y presión. Ahora también podemos resolver problemas en los que se manejan litros de gas. Si el gas está a TPE, podemos convertir de litros a moles con base en el volumen molar de un gas, 22.4 L; pero si el gas no está a TPE, entonces podemos utilizar la ley del gas ideal, $PV = nRT$.

En la Fig. 12.21 se resumen algunas conversiones estequiométricas importantes. Utilizando las conversiones y ecuaciones apropiadas, se pueden resolver problemas en los quei ntervienenr eactivosy p roductosq ues ong ases,l íquidos,s ólidoso s oluciones.

EJEMPLO 12.15 Una visión integral

Ciertos limpiadores para sistemas de desagüe contienen mezclas de NaOH (lejía) con hojuelas de aluminio metálico. Cuando se vierte esta mezcla de sólidos sobre el agua, se produce hidrógeno gaseoso. La acción de destaponamiento de la tubería se debe en parte a la presión del hidrógeno gaseoso y en parte al efecto de agitación del gas, que mezcla el NaOH con la grasa.

Figura 12.21 Conversionese stequiométricasd eg ases,l íquidosy s ólidos.L osf actoresd ec onversión se muestran al lado de las flechas.



$$2\ NaOH(s) + 2\ Al(s) + 6\ H_2O(l) \longrightarrow 2N\ aAl(OH)_4(ac) + 3\ H_2(g)$$

Calcula la masa de aluminio de una muestra de limpiador para sistemas de desagüe que reaccionó con un exceso de NaOH y agua para formar 195 mL de hidrógeno gaseoso, el cual se recogió sobre agua a una presión barométrica de 740. torr y 19°C. Se igualaron los niveles de agua dentro y fuera de la botella recolectora.

SOLUCIÓN Conviene establecer primero la presión del hidrógeno seco aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales. A 19°C la presión de vapor del agua es de 16 torr.

$$P_{\text{afuera}} = P_{\text{adentro}} \qquad \text{(cuandol osn iveless oni guales)}$$
$$740.\ \text{torr} = P_{\text{hidrógeno}} + 16\ \text{torr}$$

Despeja $P_{\text{hidrógeno}}$.

$$P_{\text{hidrógeno}} = 740.\ \text{torr} - 16\ \text{torr} = 724\ \text{torr}$$

Convierte los torr a atm.

$$P_{\text{hidrógeno}} = 724\ \text{torr} \times \frac{1\ \text{atm}}{760.\ \text{torr}} = 0.953\ \text{atm}$$

Calcula los moles de H_2 con base en la ley del gas ideal.

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0.953\ \text{atm} \times 0.195\ \text{L}}{0.0821\ \text{L-atm/mol-K} \times 292\ \text{K}} = 7.75 \times 10^{-3}\ \text{mol}\ H_2$$

Calcula los gramos de Al con base en los moles de H_2.

Plan: Mol de H_2 ⟶ Mol de Al ⟶ Gramos de Al

$$7.75 \times 10^{-3}\ \text{mol}\ H_2 \times \frac{2\ \text{mol Al}}{3\ \text{mol}\ H_2} \times \frac{27.0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} = 0.139\ \text{g Al} \qquad \text{(respuesta)}$$

EJERCICIO 12.15

Véanse los problemas 12.81-12.92.

(a) Calcula la cantidad de NaOH, en miligramos, que reaccionó para producir los 195 mL de H_2 gaseosoe nl asc ondicionesd escritase ne le jemplo1 2.15.

(b) ¿Qué masa de agua debe reaccionar para producir los 195 mL de H_2?

En el capítulo 11, nuestra capacidad para resolver problemas estequiométricos era limitada porque todas las cantidades de los gases debían estar expresadas en gramos o en número de moles. Ahora, con la ley del gas ideal, podemos convertir de moles a volumen de gas (y viceversa) en cualesquiera condiciones que se especifiquen. De este modo, además de aplicar las leyes de los gases para manejar los cambios de P, V y T, hemos expandido nuestra capacidad para resolver una amplia variedad de problemas estequiométricos.

Resumen del capítulo

Los gases carecen de forma definida, son compresibles, su densidad es pequeña, ejercen una presión uniforme y se mezclan espontáneamente. Todas estas propiedades físicas de los gases se explican mediante la teoría cinética molecular, la cual afirma que los gases se componen de partículas pequeñísimas (separadas por grandes distancias) que se mueven todo el tiempo, con rapidez y al azar. Las partículas de los gases carecen de fuerzas de atracción apreciables, sus colisiones son perfectamente elásticas, y a una misma temperatura todos los gasest ienenl am ismae nergíac inética(E.C. $= \frac{1}{2}mv^2$).

Ciertos hechos acerca de los gases se pueden resumir comparando dos gases muy conocidos, H_2 y O_2, que se hallan en tanques separados de igual volumen y a la misma presión y temperatura. Hay el mismo número de moléculas en ambos tanques (hipótesis de Avogadro), y su energía cinética también es igual, pero las moléculas de H_2, más ligeras, necesitan moverse con más rapidez para ejercer la misma presión que las moléculas de O_2, más pesadas.

Los hechos fundamentales acerca de las leyes de los gases se resumen en la tabla siguiente.

Ley	Ecuaciones		Constantes	Tipo de relación
DeB oyle	$PV = k$	$P_1V_1 = P_2V_2$	n y T	Inversa: P_{aumenta}, $V_{\text{disminuye}}$
DeC harles	$\frac{V}{T} = k$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	n y P	Directa: T_{aumenta} , V_{aumenta}
DeG ay-Lussac	$\frac{P}{T} = k$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_1}$	n y V	Directa: T_{aumenta} , P_{aumenta}
Combinada	$\frac{PV}{T} = k$	$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	n	Directae i nversa
De Avogadro	$\frac{V}{n} = k$	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$	T y P	Directa: n_{aumenta} , V_{aumenta}
Del gas ideal	$\frac{PV}{nT} = k = R$	$PV = nRT$	R	P, V, n y T sonv ariables interdependientes todas ellas
DeD alton	$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots$		T y V	Aditiva

Una temperatura normal de 273 K (0°C) y una presión normal de 1 atm (760 torr) constituyen en conjunto la definición de lo que se conoce como condiciones estándar llamadas TPE. A TPE, el volumen molar de cualquier gas es de aproximadamente 22.4 L/mol. La densidad de un gas a TPE se calcula dividiendo su masa molar entre el volumen molar. Como lo indica la ley de Dalton, las presiones de los gases son aditivas: la presión total es igual a las umad el asp resionesp arcialesi ndividuales.

Las variaciones de P, V y T de una muestra determinada de un gas se calculan con base en la ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac o la ley combinada de los gases. Con respecto a una muestra determinada (n moles) de gas en cualesquiera condiciones de P, V y T, la ley del gas ideal, $PV = nRT$ permite calcular cualquier valor individual faltante si se conocen los demás valores necesarios. Las unidades de P, V y T que se empleen en esta ecuación deberán coincidir con las unidades de la constante universal de los gases, R, que es 0.0821 L-atm/mol-K. La aplicación de las ecuaciones y relaciones que se describen en este capítulo nos permite comenzar a entender propiedades importantes de los gases, así como la forma de manejar los problemas en los que intervienen gases puros o mezclas de gases.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Describec incop ropiedadesf ísicasc aracterísticasd el osg ases.[12.2]
2. Describe el comportamiento de los gases en términos de cinco supuestos de la teoríac inéticam olecular(TCM). [12.2]
3. Define la presión y explica cómo ejerce presión un gas. [12.3]
4. Describee lu soy e lf uncionamientod eu nb arómetrod em ercurio.[12.3]
5. Describey u tilizat resu nidadesd iferentesp arae xpresarl ap resión. [12.3]
6. Describe (matemáticamente y con palabras) y aplica la ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac, la ley de Dalton, la hipótesis de Avogadro y la ley de Avogadro. [12.4-12.12]
7. Interpretag ráficasd ep resión,v olumeny t emperaturad eg ases.[12.4-12.6]
8. Resuelve problemas referentes a los cambios de presión, volumen y temperatura. [12.4-12.8]
9. Indica cuáles son la temperatura y la presión estándar y el volumen de un gas a TPE. [12.7-12.10]
10. Resuelvep roblemasr eferentesa v olúmenesy m olesd eg ases.[12.9]
11. Calcula la densidad de los gases a TPE con base en el volumen molar. [12.10]
12. Explica y utiliza la ley del gas ideal para resolver problemas. [12.11]
13. Aplica la ley de Dalton para calcular la presión de un gas recogido sobre agua. [12.12]
14. Resuelve problemas estequiométricos en los que intervengan gases, líquidos y sólidos.[12.13]

Términos clave

atmósfera (unidadd ep resión) [12.3]
barómetro [12.3]
colisionesp erfectamente elásticas[12.2]
condicionese stándar[12.7]
constanteu niversald el os gases[12.11]
difusión[12.2]
energíac inética[12.2]
gas ideal [12.11]
gases reales [12.11]
hipótesis de Avogadro [12.9]
ley combinada de los gases [12.8]
leyd e Avogadro[12.9]
ley de Boyle [12.4]
ley de Charles [12.5]
ley de Dalton de las presiones parciales[12.12]
ley de Gay-Lussac [12.6]
ley de los volúmenes de combinación[12.13]
ley del gas ideal [12.11]
presión[12.3]
presióna tmosférica[12.3]
presión de vapor [12.12]
presióne stándar[12.3]
presiónp arcial[12.12]
temperaturay p resión estándar[12.7]
teoríac inéticam olecular (teoríac inética)[12.2]
torr (mm Hg) [12.3]
volumenm olar[12.10]

Problemas

Teoríac inéticam olecular(TCM)

12.1 Los gases carecen de forma o volumen definido; se expanden hasta llenar el recipiente que los contiene. Explica esta propiedad física en términos de la teoría cinética molecular (TCM).

12.2 Los gases son compresibles, su densidad es pequeña y se difunden (mezclan). Explica estas propiedades físicas en términos de la teoría cinética molecular (TCM).

12.3 Con base en la TCM, explica por qué aumenta la presión de un gas cuando su volumen se reduce a temperaturac onstante.

12.4 Con base en la TCM, explica por qué las partículas de helio y de nitrógeno tienen la misma energía cinética cuando se hallan en estado gaseoso en tanques y en las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura.

12.5 De acuerdo con la TCM, ¿cómo cambia la temperatura cuando la velocidad media de las partículas disminuye?

12.6 De acuerdo con la TCM, ¿cómo cambia la presión cuando las partículas de un gas golpean con menos frecuencia las paredes de un recipiente?

12.7 Un tanque de helio y un tanque de criptón tienen la misma presión, volumen y temperatura. Compara (sin emplear números) la energía cinética, masa, rapidez de movimiento y número de partículas de cada tanque. Explica tu razonamiento.

12.8 El tanque A tiene un volumen de 10. L y contiene 800. g de O_2. El tanque B tiene un volumen de 5.0 L y contiene 400. g de O_2. Tomando la TCM como base de juicio, compara la presión de los dos tanques (a temperaturac onstante).

12.9 La densidad se define como masa por unidad de volumen. Dos tanques de oxígeno gaseoso, A y B, tienen el mismo volumen y temperatura, pero el tanque A está a una presión mayor. ¿Cuál muestra de gas tiene mayor densidad? Explica tu respuesta en términos de partículas por volumen equivalente.

12.10 Dos globos de aire caliente, A y B, tienen el mismo volumen y presión gaseosa, pero la temperatura del gas en el globo A es mucho más alta que en el globo B. ¿Cuál es el gas de mayor densidad?

12.11 Con base en la TCM, explica por qué se puede percibir el aroma característico del café en una habitación distintad ea quéllad ondes ee stáp reparando.

12.12 Con base en la TCM, explica por qué dormir en un colchón de aire es más cómodo que dormir en el suelo.

12.13 Con base en la TCM, explica por qué se puede introducir aún más aire en un neumático de automóvil que ya parece tener toda la presión necesaria.

12.14 Con base en la TCM, explica por qué las burbujas de gas del agua en ebullición se agrandan al acercarse a la superficie. ¿Por qué suben las burbujas a la superficie?

Atmósferayp resióna tmosférica

12.15 ¿A qué nos referimos cuando hablamos de la atmósfera de la Tierra?

12.16 Menciona los cuatro gases principales presentes en nuestraa tmósfera.

12.17 Definel ost érminosp resióny p resióna tmosférica.

12.18 ¿Por qué la presión atmosférica es mayor al nivel del marq uea g randesa ltitudes?

12.19 ¿Cómof uncionau nb arómetrod em ercurio?

12.20 ¿Por qué no se escurre todo el mercurio fuera de un barómetrod em ercurio?

12.21 Efectúa las conversiones de presión de gas que siguen.

a. 1.00 atm = ? torr
b. 912 torr = ? atm
c. 0.500 atm = ? mm Hg
d. 1200l b/pulg^2 = ? atm
e. 2.00 atm = ? kPa
f. 3.0 pulg Hg = ? atm

12.22 Efectúa las conversiones de presión de gas que siguen.

a. 10 atm = ____l b/pulg^2
b. 646 torr = ____ atm
c. 3.5 atm = ____ torr
d. 35l b/pulg^2 = ____ atm
e. 35l b/pulg^2 = ____ torr
f. 14.7l b/pulg^2 = ____ kPa

Relaciones dep resión yv olumen de losg ases

12.23 ¿Qué relación *específica* acerca de los gases descubrió Robert Boyle? Explica por qué una bomba para neumático de bicicleta sirve como modelo de la ley de Boyle.

12.24 ¿Qué significa la expresión "inversamente proporcional"? ¿Cómo se reconoce una gráfica que representa unap roporcióni nversa?

12.25 Con base en los datos de P y V siguientes, calcula el valor de k correspondiente a un experimento de la ley de Boyle. Expresa tu respuesta en notación científica.

Presión (torr)	*Volumen (mL)*	$P \times V$ *k*
828	90.0	?
980	76.0	?
1263	59.0	?
1656	45.0	?

12.26 ¿En qué circunstancias es P_1V_1 igual a P_2V_2 con respecto a un gas? ¿Cómo se aplica esto a los datos del problema 12.25?

12.27 Un cilindro de motor de automóvil con un volumen de 400. cm^3 se comprime a un volumen de 100. cm^3 a temperatura constante. Si la presión gaseosa inicial era de 1 atm, ¿cuál es la presión final?

12.28 Un tanque contiene 500. mL de aire comprimido a 1800. torr. ¿Qué volumen ocupará el aire comprimido a 750. torr, suponiendo que la temperatura no cambia?

12.29 El oxígeno que se utiliza en cierto hospital se guarda a una presión de 2200. $lb/pulg^2$ en cilindros de gas con un volumen de 60.0 L. ¿Qué volumen ocuparía el gas de un cilindro a la presión atmosférica de 14.7 $lb/pulg^2$? Si el gasto de gas hacia un paciente se ajusta a 8.00 L/min, ¿cuánto tiempo (en horas) durará el tanque?

12.30 Un tanque de 13.0 L que se utiliza para bucear se llenó con aire a una presión de 115 atm. ¿Qué volumen (en litros) ocupará el gas a una presión de 775 torr? (Primero expresa todas las presiones en las mismas unidades; v. gr., atm.)

Relaciones de volumen y temperatura de los gases

12.31 ¿Qué relación específica acerca de los gases descubrió Charles? ¿Qué tipo de proporción interviene? ¿Qué clase de curva se obtiene al graficar el volumen del gas en función de su temperatura?

12.32 Explica por qué un globo de caucho lleno de aire a temperatura ambiente, que luego se enfría a una temperatura mucho más baja, sirve como modelo de la ley de Charles.

12.33 Calcula una razón entre el volumen y la temperatura Kelvin de cada uno de los datos que se muestran en la gráfica de la Fig. 12.11. Los valores son los siguientes.

Volumen (L)	*Temperatura (K)*
4.00	373
2.93	273
1.85	173
0.78	73

12.34 Explica cómo se puede determinar el cero absoluto a partir de datos experimentales de la ley de Charles. (Véase la Fig. 12.11.)

12.35 Un globo lleno de helio tenía un volumen de 400. mL cuando estaba a −120.°C. ¿Cuál será el volumen del globo luego de calentarlo en un horno a 100.°C, suponiendo que la presión no cambia?

12.36 Un globo lleno de helio tenía un volumen de 5.00 L a 27°C. ¿Cuál será su volumen a −93°C, suponiendo que la presión no cambia?

12.37 Si una muestra de 1500. mL de aire a 22°C se enfría lo suficiente para que su volumen disminuya a 750. mL a presión constante, ¿cuál es la temperatura Celsius final que se necesita? ¿Cuál fue el cambio de temperatura?

12.38 Si una muestra de 1500. mL aire a 20.°C se enfría lo suficiente para expandir su volumen a 1750. mL a presión constante, ¿cuál es la temperatura Celsius final que se necesita? ¿Cuál fue el cambio de temperatura?

Relacionesd ep resión yt emperatura

12.39 Describe en términos de la teoría cinética molecular la relación entre presión y temperatura de una muestra fija de gas a volumen constante.

12.40 Menciona dos objetos que sirven como modelos de la leyd eG ay-Lussac.E xplicat ur espuesta.

12.41 Se arroja dentro de un incinerador que funciona a 750.°C una bombilla eléctrica con una presión interna de 720. torr a 20.°C. ¿Qué presión interna deberá ser capaz de soportar la bombilla para que no se rompa?

12.42 El aire que está dentro de un frasco de judías verdes envasadas en casa se calienta al punto de ebullición del agua (100.°C), y se cierra el frasco herméticamente a esa temperatura. ¿Cuál será la presión dentro del frasco cuando éste se enfríe a la temperatura ambiental de 20.°C?

12.43 Un neumático de automóvil tenía una presión manométrica de 30. $lb/pulg^2$ a 20.°C. Después de una carrera, se encontró que la presión manométrica era de 34 $lb/pulg^2$. Suponiendo que el volumen no cambia, ¿cuál era la temperatura Celsius del aire del neumático? *Sugerencia*: La presión manométrica no es la presión *total*; es necesario sumar 14.7 $lb/pulg^2$ a las presiones manométricas para hacer los cálculos.

12.44 Un neumático de automóvil tenía una presión manométrica de 32 $lb/pulg^2$ en un día de otoño en que la temperatura era de 22°C. En el invierno, cuando la temperatura descendió a −23°C, ¿cuál era la presión *manométrica* del neumático, suponiendo que no hubo cambiod ev olumen?

Leyc ombinadad e los gases

12.45 ¿Qué volumen ocuparán a TPE 25.2 mL de hidrógeno gaseoso a 21°C y a una presión de 1.96 atm?

12.46 ¿Qué volumen ocuparán a TPE 150. mL de neón gaseoso a 23°C y 710. torr?

12.47 Si una muestra de argón gaseoso tiene un volumen de 800. mL a 10.°C y 1.00 atm, ¿cuál será su presión (en atm) a una temperatura de 100.°C si el volumen aumenta a 850. mL?

12.48 Un globo lleno de helio tenía un volumen de 8.50 L en el suelo a 20.°C y a una presión de 750. torr. Cuando se le soltó, el globo se elevó a una altitud donde la temperatura era de −20.°C, y la presión de 425 torr. ¿Cuál era el volumen del gas del globo en estas condiciones?

12.49 Un mol de gas tiene un volumen de 22.4 L a TPE. ¿Qué volumen ocupará el gas a 100.°C cuando la presión es de 1.2 atm? Calcula además el *aumento* porcentual del volumen dividiendo el aumento de volumen entre el volumen original y expresando el cociente como porcentaje.

12.50 Un mol de helio tiene un volumen de 22.4 L a TPE. ¿Qué volumen ocupará el gas si se enfría en un globo a una temperatura de −52°C a una presión de 744 torr? ¿Cuál fue la reducción porcentual de volumen al enfriar el gas?

Volumen ym oles de gases(Avogadro)

12.51 Escribe la ecuación matemática que relaciona el volumen y los moles de gas. Describe con palabras el significadod el ae xpresiónm atemática.

12.52 Si tengo volúmenes iguales de dos gases a una misma temperatura, ¿qué es lo que puedo saber acerca del número de moléculas de cada gas? Explica tu respuesta mediante enunciados de Avogadro.

12.53 Si tengo una botella de 1.0 L llena de oxígeno gaseoso a presión y temperatura ambientales, y tengo además una botella de 2.0 L llena de oxígeno gaseoso a la misma presión y temperatura, describe cuántas moléculas de gas hay en la botella más grande con base en la hipótesis de Avogadro.

12.54 Si tengo una botella de 500. mL llena de amoniaco gaseoso, y tengo además una botella de 2.00 L llena de oxígeno gaseoso a la misma presión y temperatura, ¿qué es lo que puedo saber respecto a la proporción de moles de los gases en las botellas?

12.55 Si 0.250 mol de cloro ocupan un volumen de 6.38 L, ¿cuál sería el volumen de 0.450 mol de cloro a la mismap resióny t emperatura?

12.56 A cierta temperatura y presión, 4.12 g de CO_2 ocupaban un volumen de 2.37 L. ¿Cuál será el volumen de 0.500 mol de CO_2 en lasm ismasc ondiciones?

Volumen molar yd ensidad deg ases

12.57 ¿Qué volumen ocupan 0.200 g de oxígeno gaseoso a TPE?

12.58 ¿Qué volumen ocupan 0.200 g de hidrógeno a TPE?

12.59 ¿Cuántos miligramos de CO_2 hay en una botella de 4.00 L llena de este gas a TPE?

12.60 ¿Cuántos miligramos de oxígeno hay en una botella de 4.00 L llena de este gas a TPE?

12.61 ¿Cuántos moles de helio pueden estar dentro de un globo que tiene un volumen de 6.00 L a TPE?

12.62 ¿Cuántos moles de N_2 pueden estar dentro de un globo que tiene un volumen de 6.00 L a TPE?

12.63 ¿Cuále sl ad ensidadd eln itrógenog aseosoa TPE?

12.64 ¿Cuál es la densidad del CO_2 gaseosoa TPE?

12.65 ¿Cuál es la densidad del cloro gaseoso a TPE?

12.66 ¿Cuál es la densidad del aire a TPE? Supón que la masa molar del aire es de 28.8 g/mol porque es una mezcla de gases, principalmente nitrógeno (80.0%) y oxígeno (20.0%).

Gasesi deales

12.67 ¿Qué es un gas ideal? ¿Puedes mencionar alguno?

12.68 ¿En qué difieren los gases reales de los gases ideales?

12.69 Cuando la constante universal de los gases, *R*, tiene un valor de 0.0821, ¿cuáles son las unidades específicas que se deben emplear?

12.70 Empleando valores apropiados del volumen de un mol de gas a TPE, y aplicando un método similar al que se muestra en el texto para calcular *R*, determina el valor apropiado de *R* con las unidades L-torr/mol-K.

12.71 ¿Qué presión ejercen, en atmósferas, 44.0 mol de propano en un tanque de 36 L a 22°C?

12.72 ¿Qué presión ejercen, en atmósferas, 0.120 mol de vapor de agua en su punto de ebullición de 100.°C, si el volumen está contenido en una tetera de 2.00 L?

12.73 ¿Cuántos gramos de helio hay en un globo que contiene 8.50 L del gas a una temperatura de 20.°C y a una presión de 800. torr?

12.74 ¿Qué volumen ocuparán 10.0 g de oxígeno gaseoso a una temperatura de 22°C y a una presión de 740. torr? *Sugerencia*: Cambia las unidades de presión a atmósferas.

Presionesp arciales

12.75 Un recipiente contiene oxígeno a una presión parcial de 0.25 atm, nitrógeno a una presión parcial de 0.50 atm y helio a una presión parcial de 0.20 atm. ¿Cuál es la presión dentro del recipiente?

12.76 Un recipiente contiene el mismo número de moléculas de nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono. La presión total es de 750. torr. ¿Cuál es la presión parcial de nitrógeno en el recipiente?

12.77 La presión en la superficie de Venus es de aproximadamente 100. atm. El dióxido de carbono constituye aproximadamente el 97.0% de los gases atmosféricos. ¿Cuál es la presión parcial de CO_2 en la atmósfera de Venus?

12.78 La presión atmosférica en la superficie de Marte es de aproximadamente 6.0 torr. La presión parcial de dióxido de carbono es de 5.7 torr. ¿Qué porcentaje de la atmósferam arcianae sd ióxido dec arbono?

12.79 Se recoge oxígeno gaseoso sobre agua a una temperatura de 25°C. Si la muestra recolectada tiene una presión de 740. torr, ¿cuál es la presión parcial de oxígeno en el recipiente? (Puedes consultar la tabla 12.2.) Si la muestra de gas tiene un volumen de 95.0 mL, ¿cuántos moles de $O_2(g)$ hay en ella?

12.80 Se recoge hidrógeno gaseoso sobre agua. Si la muestra de 50.0 mL de gas que se recogió tiene una temperatura de 22°C y una presión de 744 torr, ¿cuál es la presión parcial de hidrógeno? ¿Cuántos moles de $H_2(g)$ se recolectaron?

Estequiometría de gases

12.81 El acetileno gaseoso, C_2H_2, es el combustible que se utilizae nl asa plicacionesd es oldadurao rdinarias.

a. Si los tanques de acetileno y de oxígeno que se emplean tienen la misma presión, volumen y temperatura, ¿cuántos tanques de oxígeno se necesitarían para suministrar el oxígeno suficiente para quemar un tanque de acetileno? La ecuación es

$$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

b. Propón una explicación de por qué los soldadores suelen emplear una carretilla que lleva un tanque pequeño de acetileno y un tanque grande de oxígeno.

12.82 Durante la combustión completa del metano (presente en el gas natural) se producen dióxido de carbono y vapor de agua. Si se comparan los dos gases a la misma temperatura y presión, ¿cuántos litros de vapor de agua se producen durante la formación de 12.0 L de CO_2? La ecuación es

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

12.83 El monóxido de carbono que llega a formarse durante la combustión de la gasolina reacciona con oxígeno gaseoso en el convertidor catalítico caliente del sistema de escape para formar dióxido de carbono. La ecuación sin balancear es

$$CO(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

¿Qué volumen de dióxido de carbono se formará durante la oxidación de 38.0 L de monóxido de carbono, si se supone que no cambia la temperatura ni la presión de los gases?

12.84 El ozono (O_3) de las capas altas de la atmósfera se descompone y forma oxígeno gaseoso. La ecuación es

$$2\ O_3(g) \longrightarrow 3\ O_2(g)$$

Si 10 000 litros de ozono se convierten en oxígeno gaseoso a la misma temperatura y presión, ¿qué volumend eo xígenos ef ormará?

12.85 Cuando 160. L de amoniaco gaseoso reaccionan con $O_2(g)$ para formar óxido nítrico y vapor de agua en la primera etapa de la producción de ácido nítrico por el proceso Ostwald, ¿qué volumen de $O_2(g)$ se necesita at emperaturay p resiónc onstantes?

$$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$$

12.86 En la parte exterior de la atmósfera terrestre, el ozono, $O_3(g)$, reacciona con el óxido nítrico para formar $O_2(g)$ y $NO_2(g)$ por una reacción del tipo de radicales libres. Por cada 400. L de ozono que se destruyen, ¿cuántos litros de $NO_2(g)$ se forman en esta reacción at emperaturay p resiónc onstantes?

$$O_3(g) + NO(g) \longrightarrow O_2(g) + NO_2(g)$$

12.87 El etanol, C_2H_5OH, se produce por fermentación de azúcares, pero al mismo tiempo se forma CO_2. La ecuación de la fermentación de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, es

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_2H_5OH + CO_2(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

¿Qué volumen de $CO_2(g)$ se produce a una temperatura de 20.°C y a una presión de 1.00 atm por la fermentación de 500. g de glucosa?

12.88 El carburo de calcio, CaC_2, reacciona con agua y produce acetileno gaseoso, C_2H_2, que los espeleólogos queman en lámparas de minero cuando exploran cavernas.

$$CaC_2(s) + 2\ H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2(g)$$

¿Cuántos mililitros de acetileno puede producir, a una temperatura de 20.°C y a una presión de 740. torr, la reacción completa de 2.50 g de CaC_2?

12.89 El magnesio metálico reacciona con ácido clorhídrico, HCl(ac), para producir hidrógeno gaseoso de acuerdo con la ecuación siguiente.

$$Mg(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

Si 2.15 g de magnesio reaccionan totalmente, ¿qué volumen de hidrógeno se puede producir a TPE? (No tomes en cuenta la presión de vapor del agua.) ¿Cuál será el volumen si el gas está a 735 torr y a una temperaturad e2 5°C?

12.90 Cuando se queman totalmente 500. g de octano, C_8H_{18}, ¿qué volumen de $CO_2(g)$ se produce a la presión atmosférica normal y a una temperatura de 18°C? Aquí se muestra la ecuación de la reacción sin balancear.

$$C_8H_{18}(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

12.91 La azida de sodio, $NaN_3(s)$, reacciona con óxido de hierro(III) para formar un gran volumen de nitrógeno gaseoso, capaz de llenar una bolsa de aire para proteger a los ocupantes de un automóvil. ¿Cuántos gramos de NaN_3 se necesitan en una reacción que llena una bolsa de 5.50 L a una presión de 1.20 atm y a una temperatura de 18°C? (Considera 6 mol de NaN_3 para balancear la ecuación.)

$$NaN_3(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow Na_2O(s) + Fe(s) + N_2(g) \qquad \text{(sin balancear)}$$

12.92 Cuando la azida de sodio, $NaN_3(s)$, reacciona con óxido de hierro(III) para formar un gran volumen de nitrógeno gaseoso que llena una bolsa de aire para proteger a los ocupantes de un automóvil, ¿cuántos gramos de NaN_3 se necesitan para llenar una bolsa de 5.50 L de modo que el gas esté a TPE?

$$NaN_3(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow Na_2O(s) + Fe(s) + N_2(g) \quad \text{(sin balancear)}$$

Estudiantes en *acción*

Haz las siguientes actividades en las que podrás trabajar con un gas de forma fácil y divertida.

¿De qué está llena una probeta vacía?

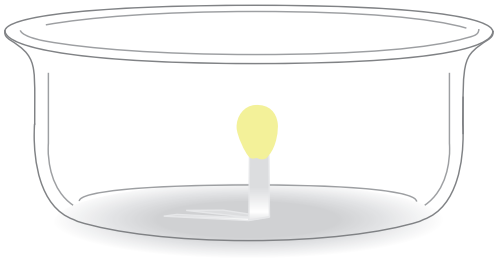
Materiales

- 1 caja de cerillos de pabilo
- 1 globo
- 1 probeta de 10 mL
- Agua
- 1 plato hondo o cristalizador
- Hidróxido de calcio
- Agua destilada
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Vidrio de reloj
- Espátula
- Agitador de vidrio
- Un popote

Procedimiento

1. Coloca 10 mL de agua en el plato.
2. Toma un cerillo de pabilo y considera una línea imaginaria que lo parte en dos de manera horizontal (sin incluir la cabeza). Haz un doblez en ese punto y, con cuidado, desenrolla la mitad del pabilo, de tal manera que quede como "un barquito", como se aprecia en la figura. Otra opción es que sujetes el cerillo a la base del plato con ayuda de un trocito de plastilina.
3. Pon a flotar el cerillo en el plato con agua (o en su caso, fíjalo con plastilina y agrega agua). Introduce la probeta invertida, de tal manera que cubra el cerillo y toque el fondo. ¿Entra el agua en la probeta invertida?

   Anota tus observaciones.



4. Retira la probeta, enciende el cerillo, e inmediatamente después tápalo con la probeta invertida como hiciste en el paso anterior. Mide el nivel del agua dentro de la probeta.

   Escribe tus observaciones.

Contesta las preguntas.

a) ¿Por qué el agua no penetra en la probeta cuando el cerillo está apagado?

b) ¿Por qué cuando el cerillo estaba encendido el agua penetró hasta cierto nivel en la probeta? ¿Significa algo?

c) ¿Cuál es el gas que se consume en la combustión?

d) ¿Qué porcentaje del volumen del aire ocupa este gas?

e) ¿Cuál es el combustible? ¿Cuál es el comburente?

¿De qué está lleno un globo inflado?

Procedimiento

1. Infla el globo hasta un diámetro de 10 cm o hasta que percibas que ya llegó a su volumen máximo de llenado.
2. Prepara 50 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$ (agua de cal) y colócala en un vaso de precipitados de 100 mL.
3. Sumerge un extremo del popote en la disolución de $Ca(OH)_2$ y, con mucho cuidado, inserta el otro extremo en la boca del globo inflado. Deja que se vacíe el contenido del globo en esta disolución.
4. Observa si hay un cambio en el aspecto de la disolución.
   ¿Qué ocurre? Describe tus observaciones.

5. Investiga cuál es la composición del gas que exhalaste para inflar el globo y si es una mezcla de ciertos gases. Identifica sus propiedades físicas y químicas y con esta información fundamenta lo que observaste en el paso número 4.
   Escríbelo brevemente en las líneas.

6. De acuerdo con las propiedades físicas de los gases y como resultado de esta experiencia práctica, contesta lo siguiente (apóyate en la información de la página 340).

Propiedad física	Observaciones
Forma de los gases	
Compresibilidad	
Densidad	
Presión ejercida	
Difusión	

capítulo

13

Líquidos y sólidos

CONTENIDO

13.1 Gases, líquidos y sólidos: algunas generalizaciones

13.2 Fuerzas interiónicas e intermoleculares

13.3 El estado líquido

13.4 Vaporización y condensación

13.5 El estado sólido

13.6 Fusión y congelación

13.7 Curvas de calentamiento y enfriamiento

13.8 Agua: un líquido fuera de lo común

Este panorama del canal Grandidier, en la Antártida, captura la belleza del agua en tres estados físicos. Aunque no puedes verla, el agua en estado gaseoso está presente en las nubes y en el aire. El agua líquida del canal y el agua sólida, hielo y nieve, son formas diferentes del agua en los dos estados condensados, los cuales serán el objeto de estudio de este capítulo.

En el capítulo 8 se expuso el tema de los enlaces químicos, con énfasis en la forma en que se combinan los átomos y en las razones por las que los elementos reaccionan para formar compuestos. Ahora se examinarán con más detenimiento las razones por las que algunas sustancias son sólidas, otras líquidas, y otras más son gaseosas a una misma temperatura. Las partículas de un gas se desplazan por todas partes al azar, pero las partículas de los líquidos y de los sólidos se mantienen estrechamente unidas, retenidas por las fuerzas de atracción. Las partículas de un gas interactúan tan poco unas con otras que éste carece de volumen y de forma específicos. En el estado líquido, las partículas se mantienen unidas con la fuerza suficiente para ajustarse a un volumen específico, aunque su forma no es rígida. En el estado sólido, las partículas se mantienen juntas tan rígidamente que tanto la forma como el volumen de la muestra son fijos.

Debido a estas misteriosas fuerzas de atracción las gotas de agua se sostienen sobre el vidrio y en las superficies planas de un automóvil encerado. Dan forma y volumen a los líquidos y a los sólidos, que son las formas condensadas de la materia. También a ellas se debe el punto de ebullición relativamente alto del agua, los puntos de ebullición relativamente bajos del éter etílico (36°C) y del hexano (69°C), la incapacidad del agua para disolverse en aceite y los efectos de enfriamiento que se producen durante la evaporación.

En este capítulo se estudiarán los cambios de estado de la materia, incluso lo que ocurre cuando un sólido se transforma en líquido, o un líquido en un gas. ¿Es esto importante? Bueno, piensa en la transpiración. A juzgar por la cantidad de publicidad que se dirige contra este humilde líquido, habría que pensar que es una molestia innecesaria. Sin embargo, si no fuera por el efecto de enfriamiento que se produce durante la transformación de líquido a vapor sobre la superficie de la piel, nos resultaría difícil la simple supervivencia en climas cálidos, no se diga el realizar una actividad física vigorosa. Estos efectos, y otras propiedades de los líquidos y de los sólidos, se explican en términos de la misma teoría cinética molecular que nos permitió explicar las propiedades físicas de los gases.

13.1 Gases, líquidos y sólidos: algunas generalizaciones

Las pequeñísimas partículas individuales de un gas están separadas por grandes distancias; por esta razón, los gases se pueden comprimir considerablemente. En cambio, en los líquidos y sólidos las partículas individuales están en contacto unas con otras, por lo cual es muy poco lo que se pueden comprimir. Para ilustrar esta enorme diferencia de separación entre las moléculas en estado gaseoso y en los estados condensados (líquidos y sólidos), considera un volumen específico de vapor de agua (un gas) y compáralo con el mismo volumen de agua líquida.

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
▼ por pasos

- A una temperatura de 20.°C y a una presión de 1 atm, 1 mol de vapor de agua (6.022×10^{23} moléculas) ocupa 24.0 L, como lo indica el cálculo siguiente con base en la ley del gas ideal.

$$V = \frac{nRT}{\text{P}} = \frac{1\ \text{mol} \times 0.0821\ \text{L-atm} \times 293\ \text{K}}{1\ \text{atm} \times \text{mol-K}} = 24.0\ \text{L}$$

- Para llenar este mismo volumen (24.0 L) con agua en estado líquido, el número de moléculas que se necesita es muchas veces mayor. Para saber cuántas veces mayor, comenzaremos por suponer que 24.0 L de agua tienen una masa de 24 000 g, porque la densidad del agua líquida es de aproximadamente 1.00 g/mL. También emplearemos la masa molar del agua (18.0 g/mol). Con estos valores y con el número de Avogadro, se puede calcular el número de moléculas de agua líquida que se necesita para llenar un recipiente de 24.0 L, como aquí se muestra.

$$24\,000\ \text{g} \times \frac{1\ \text{mol}}{18.0\ \text{g}} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}} = 8.03 \times 10^{26}\ \text{moléculas}$$

- Ahora, al dividir este número de moléculas de agua líquida presentes en 24.0 L entre el número de moléculas de vapor de agua (un gas) que hay en 24.0 L,

$$\frac{\text{Número de moléculas de agua líquida}}{\text{Número de moléculas de agua gaseosa}} = \frac{8.03 \times 10^{26}}{6.022 \times 10^{23}} = 1.33 \times 10^{3}$$

se advierte que hay aproximadamente 1300 veces más moléculas de líquido que de gas en el mismo volumen. Por consiguiente, las moléculas de un líquido deben hallarse en una situación de gran hacinamiento (Fig. 13.1).

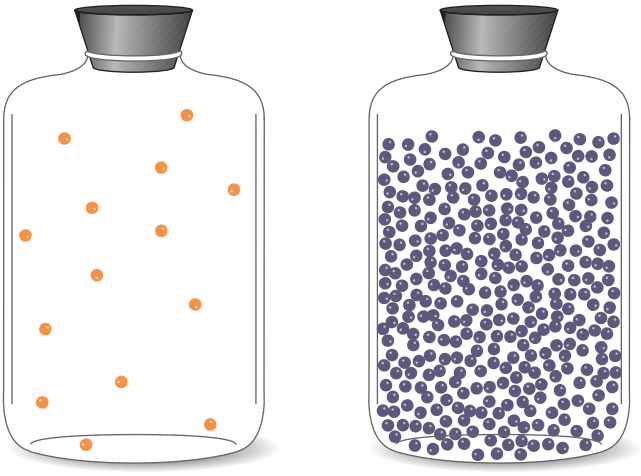


Figura 13.1 Hay aproximadamente mil veces más moléculas en un volumen dado de un líquido que en el mismo volumen de un gas.

Conexión con el aprendizaje
Las **fuerzas intermoleculares** son las fuerzas de atracción entre una molécula y las moléculas vecinas. Las **fuerzas intramoleculares** son las que existen entre átomos dentro de una molécula, debido a los enlaces químicos.

Incluso en el estado gaseoso existe cierta atracción entre las moléculas. Estas fuerzas de atracción *entre* moléculas reciben el nombre de **fuerzas intermoleculares**. Las atracciones pueden ser tan grandes que originan desviaciones respecto al comportamiento "ideal", como se explicó en el capítulo 12. En general, sin embargo, estas fuerzas intermoleculares son mucho más débiles en el estado gaseoso que en los estados líquido y sólido.

Antes de estudiar con detenimiento los tipos específicos de fuerzas intermoleculares, conviene repasar algunas generalizaciones acerca de los gases, líquidos y sólidos.

Gases, líquidos y sólidos: algunas generalizaciones

1. Todos los *gases* o bien son monoatómicos (constituidos por átomos individuales como He y Ar), o están formados por moléculas con enlaces covalentes (como N_2 y CO_2).
2. Todos los *líquidos* puros a temperatura ambiente (como el etanol, C_2H_5OH, y el agua) se componen de moléculas con enlaces covalentes. El mercurio y el bromo son excepciones, pues se trata de elementos que son líquidos a temperatura ambiente. Los líquidos no polares son miscibles con otros líquidos no polares. Los líquidos polares son inmiscibles (no miscibles) con los líquidos no polares.
3. Aunque no se puede hacer una generalización que abarque todos los sólidos, es válido afirmar que *todos los compuestos iónicos* son sólidos cristalinos a temperatura ambiente, con puntos de fusión relativamente altos (de 300°C a 1200°C, aproximadamente) porque sus enlaces iónicos son muy fuertes. En estado de fusión o disueltos en agua, los iones disociados conducen una corriente eléctrica. Los compuestos iónicos son poco solubles en líquidos no polares.
4. Todos los *metales* son sólidos a temperatura ambiente (alrededor de 22°C) salvo el mercurio, que es líquido en estas condiciones. Los metales conducen tanto el calor como la electricidad en estado sólido. Algunos metales se funden a temperaturas bajas; en cambio, otros lo hacen sólo a temperaturas altas. El intervalo de variación es muy grande: el cesio y el galio tienen puntos de fusión de 29 y 30°C, respectivamente; la plata y el hierro se funden a 961 y 1536°C, respectivamente; pero el tungsteno encabeza la lista con un punto de fusión de 3407°C.
5. Muchas *sustancias moleculares* (con enlaces covalentes) son sólidos a temperatura ambiente; por ejemplo, la glucosa, $C_6H_{12}O_6$; el fósforo, P_4; el azufre, S_8; y moléculas orgánicas como los carbohidratos, las ceras y los plásticos.

Conexión con el aprendizaje
Una molécula polar tiene una forma molecular y una distribución electrónica no equilibradas, por lo que una región es más negativa que otra. La forma molecular y la distribución electrónica de una molécula no polar están equilibradas y son simétricas.

El estado físico de una sustancia molecular a una temperatura determinada guarda relación con su masa molar, las partículas con más masa experimentan atracciones más grandes, y con diversas *fuerzas intermoleculares*. Si se puede eliminar una de estas dos variables, o bien mantenerse constante, entonces es posible hacer generalizaciones sencillas.

Por ejemplo, los halógenos, todos los cuales existen en forma de moléculas diatómicas no polares, tienen fuerzas intermoleculares semejantes; por tanto, las variaciones en sus propiedades son atribuibles a variaciones de masa molar. El flúor, F_2, y el cloro, Cl_2, cuyas masas molares respectivas son de 38 y 71 g/mol, son gases a temperatura ambiente. El bromo, con una masa molar de 160 g/mol, es un líquido, y el yodo, que tiene una masa molar de 254 g/mol, es sólido. El punto de fusión aumenta con la masa molar.

Como ejemplo adicional, conviene comparar una serie de compuestos con fuerzas intermoleculares semejantes seleccionando los de un átomo de carbono y diversos halógenos.

Compuesto	CF_4	CCl_4	CBr_4	CI_4
Masa molar (g/mol)	88	154	332	520
Estado físico a 20°C	Gaseoso	Líquido	Sólido	Sólido

También en este caso, las variaciones de estado físico (a una temperatura dada) son paralelas a los cambios de masa molar cuando las fuerzas intermoleculares se asemejan. En las secciones que siguen consideraremos detenidamente los diversos tipos de fuerzas.

EJEMPLO 13.1 Clasificación con base en las propiedades

Con base en la información que se proporciona, predice el tipo de enlaces y la polaridad molecular de estas sustancias.

(a) Un sólido céreo blanco funde a 80°C. No conduce una corriente eléctrica y no se disuelve en agua, pero sí en hexano, que es no polar.

(b) Un líquido a temperatura ambiente es miscible tanto con agua como con hexano.

SOLUCIÓN

(a) El sólido es molecular y no polar. Los sólidos moleculares tienen punto de fusión bajo. Dado que se disuelve en un líquido no polar, debe ser no polar.

(b) El líquido es molecular y de polaridad intermedia. Debido a que este líquido es miscible con líquidos tanto polares como no polares, su polaridad tiene un grado intermedio.

EJERCICIO 13.1

Predice el tipo de enlaces y la polaridad molecular (en su caso) de estas sustancias.

(a) un sólido que se disuelve en agua y forma una solución que conduce la electricidad

(b) un líquido inmiscible en agua

Véanse los problemas 13.1-13.10.

13.2 Fuerzas interiónicas e intermoleculares

Al hacer la comparación de las fuerzas que existen en los líquidos y en los sólidos, es preciso distinguir con claridad entre las *fuerzas interiónicas*, las *fuerzas intramoleculares* y las *fuerzas intermoleculares*.

Las **fuerzas interiónicas** (fuerzas entre iones) son, con pocas excepciones, las más intensas de todas las fuerzas que mantienen la integridad de sólidos y líquidos, como lo indican los elevados puntos de fusión de los compuestos iónicos. Esto se debe a que los iones tienen carga eléctrica, y los iones con cargas opuestas se atraen mutuamente. Cada ion de un sólido cristalino es atraído por varios iones que lo rodean en la red cristalina. Las fuerzas de atracción son mayores entre los iones con más carga. Por ejemplo, la atracción entre un ion calcio, Ca^{2+}, y un ion óxido, O^{2-}, es mayor que la atracción entre un ion sodio, Na^+, y un ion cloruro, Cl^-. La atracción del ion aluminio, Al^{3+}, por el ion

Ciertos sólidos de red covalente, como SiC y SiO_2 (Sección 13.5), tienen puntos de fusión aún más altos que los de los sólidos iónicos.

nitruro, N^{3-}, es aún mayor. Una vez más, cuanto mayor sea la fuerza de atracción, más alto será el punto de fusión.

Las **fuerzas intramoleculares** son las que existen entre átomos *dentro* de una molécula o compuesto debido a sus enlaces (Capítulo 8), por ejemplo, los enlaces carbono-oxígeno de una molécula de dióxido de carbono o los enlaces carbono-hidrógeno del metano.

Fuerzas intermoleculares
De las más intensas a las más débiles:
- Puentes de hidrógeno
- Fuerzas dipolares
- Fuerzas de London

Las **fuerzas intermoleculares**, las atracciones mutuas de las moléculas, son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares, pero contribuyen a determinar las propiedades físicas de las sustancias moleculares. Como grupo, las fuerzas intermoleculares también reciben el nombre de **fuerzas de van der Waals** en honor del físico holandés Johannes van der Waals, el primero en poner de relieve su importancia. Se describirán tres tipos de fuerzas intermoleculares.

Fuerzas dipolares

Ya hemos visto (Sección 8.4) que se forman enlaces covalentes polares cuando se comparten pares de electrones de forma desigual entre átomos de elementos diferentes. Una molécula de cloruro de hidrógeno, HCl, es polar; el par de electrones de su enlace es atraído con más intensidad hacia el cloro, el átomo más electronegativo, que hacia el hidrógeno, el átomo menos electronegativo. Las moléculas que tienen centros separados y no equilibrados de carga parcial negativa y carga parcial positiva reciben el nombre de **dipolos**.

Cuando se aproximan lo suficiente moléculas que son dipolos, el extremo positivo de una molécula atrae el extremo negativo de otra. Esto se asemeja a la atracción entre polos opuestos de imanes. Las fuerzas dipolares pueden existir en toda la estructura de un líquido o un sólido (Fig. 13.2).

Conexión con el aprendizaje
La atracción entre moléculas dipolares es el resultado de fuerzas que se ejercen entre centros de carga parcial, en tanto que en la atracción mucho más intensa entre iones intervienen partículas con carga completa.

En general, las fuerzas de atracción entre dipolos son más bien débiles. Sin embargo, son más intensas que las fuerzas entre moléculas no polares de masa molar comparable. Son ejemplos de compuestos con moléculas dipolares el cloruro de hidrógeno, HCl, el bromuro de hidrógeno, HBr, y las moléculas angulares con forma de V como el sulfuro de hidrógeno, H_2S, y el dióxido de azufre, SO_2. La intensidad de las fuerzas dipolares representa sólo alrededor del 1% de la fortaleza de los enlaces iónicos.

Puentes de hidrógeno

Conexión con el aprendizaje
Forman puentes de hidrógeno las moléculas que tienen F, O o N unido a un átomo de hidrógeno.

Las fuerzas intermoleculares entre moléculas polares que contienen átomos de hidrógeno unidos a flúor, oxígeno o nitrógeno son más intensas de lo que sería de esperar con base en las fuerzas dipolares de atracción únicamente. Estas fuerzas intermoleculares son tan intensas que se les ha dado un nombre especial: el de **puente de hidrógeno**. El término *puente de hidrógeno* es un nombre que puede dar lugar a confusión, pues destaca sólo el componente de hidrógeno.

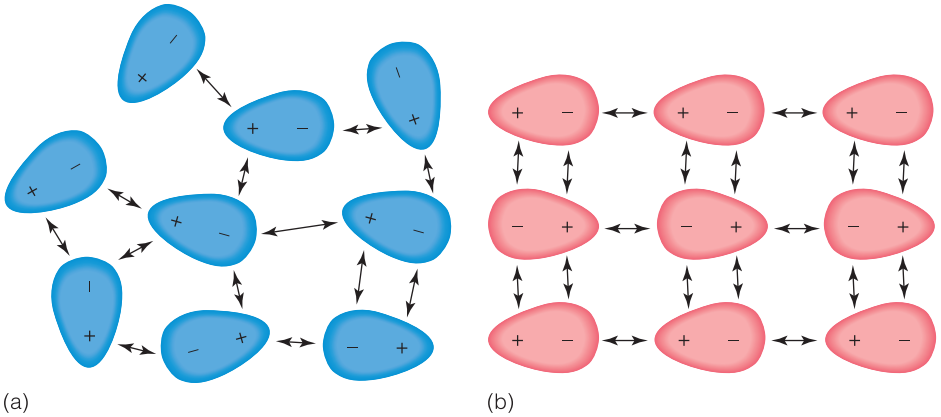


Figura 13.2 Representación idealizada de fuerzas dipolares en un líquido (a) y en un sólido (b). En un líquido o sólido real, las interacciones son más complejas.

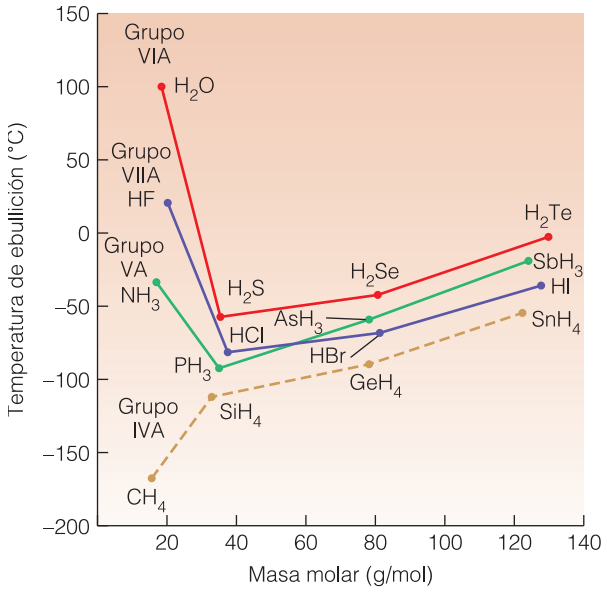


Figura 13.3 Tendencias de los puntos de ebullición de compuestos de hidrógeno con elementos del Grupo IVA, del Grupo VA, del Grupo VIA y del Grupo VIIA. La formación de puentes de hidrógeno explica los puntos de ebullición anormalmente altos de H_2O, HF y NH_3, que violan la tendencia general de las moléculas pequeñas a tener puntos de ebullición bajos.

Los compuestos HF, H_2O y NH_3 tienen puntos de ebullición mucho más altos de lo que sería de esperar con base en las tendencias de los puntos de ebullición de los compuestos de hidrógeno con elementos de las mismas familias (Fig. 13.3). Sus fuerzas de atracción intermolecular son muy intensas debido a la formación de puentes de hidrógeno. La Fig. 13.4 muestra que las moléculas de agua de los cristales de hielo se mantienen en formaciones hexagonales en virtud de los puentes de hidrógeno, representados mediante líneas punteadas entre las moléculas. Las moléculas que participan en la formación de puentes de hidrógeno tienen al menos tres características en común.

Características de los puentes de hidrógeno

1. Cada molécula que participa en la formación de puentes de hidrógeno tiene un átomo de hidrógeno unido de forma covalente a un átomo muy electronegativo de flúor, oxígeno o nitrógeno. El par de electrones de este enlace covalente es atraído con más intensidad hacia el átomo muy electronegativo, y adquiere una carga parcial negativa, δ^-. El hidrógeno queda con una carga parcial positiva, δ^+.
2. Este hidrógeno unido a un átomo de F, O o N de una molécula es atraído hacia un par de electrones no compartido de un átomo de F, O o N de una molécula vecina.
3. Los puentes de hidrógeno tienden a formarse dentro de un agrupamiento de moléculas de modo hasta cierto punto similar a las atracciones que se forman en un agrupamiento de varios imanes pequeños, todos con el extremo positivo dirigido hacia el extremo negativo de otro.

Conexión con el mundo real
El **puente de hidrógeno** podría parecer simplemente un poco de teoría química, pero su importancia para la vida y la salud es inmensa. La estructura de las proteínas, unas sustancias que son indispensables para la vida, está determinada, en parte, por la formación de puentes de hidrógeno. Asimismo, la herencia, esto es, lo que una generación transmite a la siguiente, depende de una elegante aplicación de la formación de puentes de hidrógeno.

Debido a que el flúor forma sólo un enlace covalente, hay únicamente un compuesto puro que contiene flúor, el fluoruro de hidrógeno, HF, capaz de formar puentes de hidrógeno intermoleculares. Entre los compuestos que contienen oxígeno y que forman puentes de hidrógeno se cuentan, no sólo el agua, sino también el metanol, CH_3OH, el etanol, C_2H_5OH, y algunos otros alcoholes y azúcares. Algunos compuestos que contienen nitrógeno y que forman puentes de hidrógeno son el amoniaco y otros compuestos orgánicos como las aminas. En el próximo capítulo se presentarán más ejemplos.

Fuerzas de dispersión (fuerzas de London)

Si se sabe que lo positivo atrae lo negativo, entonces no es difícil entender cómo se mantienen unidas las moléculas polares. Pero, ¿cómo explicar el hecho de que sustancias no polares como el bromo, Br_2, y el yodo, I_2, existen en los estados líquido y sólido?

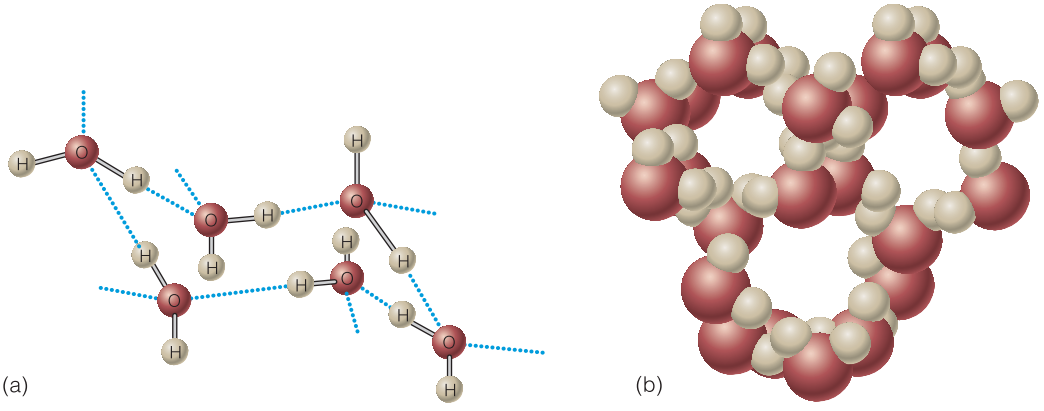


Figura 13.4 (a) Los puentes de hidrógeno del hielo se indican aquí mediante líneas punteadas entre estructuras de bolas y palos de moléculas de agua. Cada molécula de agua tiene dos átomos de hidrógeno y dos pares de electrones no compartidos que participan en la formación de puentes de hidrógeno con otras moléculas. Estas atracciones moleculares inducen a las moléculas de agua a formar ordenamientos cristalinos hexagonales. (b) El ordenamiento hexagonal presente en el hielo es menos compacto que el del agua líquida, mostrado por la estructura abierta cristalina.

Incluso el hidrógeno puede existir como líquido o sólido si la temperatura es suficientemente baja. Algo debe mantener unidas a estas moléculas.

La respuesta surge del hecho de que las imágenes de las nubes electrónicas (Sección 8.2) son sólo posiciones *promedio*. Por ejemplo, en la diminuta molécula no polar de hidrógeno los dos electrones están, en promedio, entre (y equidistantes de) los dos núcleos que los comparten por igual. En un instante dado cualquiera, sin embargo, los electrones pueden estar en un extremo de la molécula, y en otro momento pueden hallarse en el otro extremo de ella. Estos desplazamientos de los electrones dan origen a dipolos momentáneos (Fig. 13.5). Un dipolo, por momentáneo que sea, puede inducir un dipolo momentáneo similar en una molécula vecina. (Cuando los electrones de una molécula están en un extremo, los electrones de la siguiente molécula se alejan de ese extremo.) Esto da por resultado una fuerza de atracción entre el extremo rico en electrones de una molécula y el extremo deficiente en electrones de la que sigue. Estas pequeñas y transitorias fuerzas de atracción entre moléculas no polares reciben el nombre de **fuerzas de dispersión** o **fuerzas de London**.

Las **fuerzas de London** se llaman así en honor de Fritz London, profesor de fisicoquímica de la Universidad Duke.

Las fuerzas de dispersión son más intensas en las moléculas no polares más grandes que en las pequeñas. Estas fuerzas son de mayor magnitud en el bromo, Br_2, y en el yodo, I_2, que en el flúor, F_2. Los átomos más grandes tienen nubes electrónicas de mayor tamaño, y sus electrones más externos se encuentran más lejos del núcleo que los de átomos más pequeños. Los electrones que están más alejados del núcleo también están sujetos de manera más laxa y se desplazan hacia otro átomo con más facilidad que los electrones fuertemente unidos de un átomo más pequeño. Esto hace que las moléculas con átomos más grandes sean más polarizables que las pequeñas. Las moléculas de yodo se atraen unas a otras con más intensidad que las moléculas de bromo, y éstas tienen fuerzas de dispersión más intensas que las moléculas de cloro, las cuales, a su vez, tienen fuerzas de dispersión más intensas que las moléculas de flúor. Compara este orden (de yodo a flúor) con el orden en el que estos halógenos aparecen en la tabla periódica; el yodo es el más grande, y el flúor, el más pequeño. Como se describirá con más detalle en la sección 13.4, las fuerzas de dispersión determinan, en gran medida, las propiedades físicas de los compuestos no polares.

Las fuerzas de dispersión de London son importantes incluso en presencia de otros tipos de fuerzas. Con todo y que las fuerzas de London son individualmente más débiles que las atracciones dipolares o los enlaces iónicos, su efecto acumulado llega a ser considerable en las sustancias compuestas de moléculas grandes.

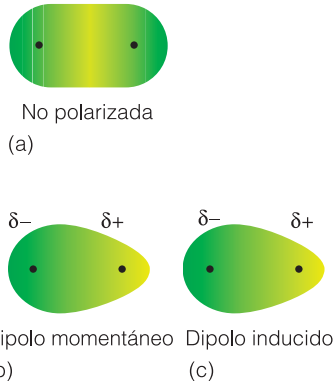


Figura 13.5 Formas de las nubes electrónicas de las moléculas de hidrógeno. (a) Imagen promedio sin dipolo neto. (b) Imágenes instantáneas con dipolos momentáneos. Estos dipolos transitorios inducen un dipolo momentáneo (c) en una molécula vecina.

EJEMPLO 13.2 Fuerzas intermoleculares e intramoleculares

Organiza los tipos de fuerzas que siguen en orden de intensidad creciente (la más débil primero): puentes de hidrógeno, fuerzas de dispersión, fuerzas dipolares y enlaces covalentes. Identifica cada fuerza como intermolecular o intramolecular.

SOLUCIÓN En orden de intensidad creciente se tienen las fuerzas de dispersión, las fuerzas dipolares, los puentes de hidrógeno y los enlaces covalentes. El enlace covalente es una fuerza intramolecular; las demás son fuerzas intermoleculares.

EJERCICIO 13.2

(a) Menciona las fuerzas intermoleculares presentes en el yodo, I_2.
(b) Menciona las fuerzas intermoleculares presentes en el yoduro de hidrógeno, HI.

Véanse los problemas 13.11-13.26.

13.3 El estado líquido

Las moléculas de un líquido se mueven todo el tiempo, pero sus movimientos están restringidos por las moléculas vecinas. Se les puede comprimir sólo ligeramente. Un líquido se difunde en otro, pero esta difusión es mucho más lenta que en los gases debido al movimiento molecular restringido de los líquidos.

Viscosidad

La **viscosidad** de un líquido está relacionada con la forma de las moléculas que constituyen el líquido. Los líquidos poco viscosos, esto es, los que fluyen con facilidad, se componen en general de moléculas simétricas pequeñas con fuerzas intermoleculares débiles (Fig. 13.6a).

Conexión con el aprendizaje
La **viscosidad** es una medida de la resistencia de un líquido al flujo: cuando mayor es la viscosidad, tanto menor es su rapidez de flujo.

Las fuerzas intermoleculares que dan origen a viscosidades grandes son de dos tipos. Las fuerzas de dispersión de London, pese a ser débiles, son la causa de las grandes viscosidades de las moléculas no polares grandes como el octadecano (Fig. 13.6b). Ciertas moléculas asimétricas pequeñas con puentes de hidrógeno fuertes también presentan grandes viscosidades. Por ejemplo, el etilenglicol, $HOCH_2CH_2OH$, que es el ingrediente fundamental del líquido anticongelante, tiene una viscosidad similar a la de un jarabe. El grupo —OH de ambos extremos de la molécula de etilenglicol participa en la formación de puentes de hidrógeno con otras moléculas.

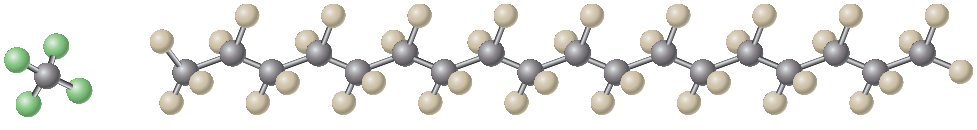
En general, la viscosidad disminuye al aumentar la temperatura. El aumento de energía cinética vence en parte las fuerzas intermoleculares. Por ejemplo, el aceite para cocinar que se vierte de una botella es bastante viscoso; es espeso y "aceitoso". Al calentarlo, su viscosidad disminuye; se hace menos espeso y de consistencia más parecida a la del agua.

Conexión con el mundo real
Los **aceites para automóvil** tienen una calificación de viscosidad que se identifica mediante un número SAE. El aceite con un número SAE de 30 es más viscoso que un aceite de número SAE 10. SAE es una abreviatura de "Society of Automotive Engineers", la sociedad que fija las normas de viscosidad de los aceites.

Tensión superficial

Otra propiedad de los líquidos es su **tensión superficial**. Un vaso de agua se puede llenar con un poco de exceso sin que se derrame. Una pequeña aguja, si se coloca con cuidado, flota horizontalmente sobre la superficie del agua, no obstante que el acero es

Figura 13.6 (a) El tetracloruro de carbono, CCl_4, consiste en moléculas simétricas pequeñas con fuerzas intermoleculares más bien débiles. Su viscosidad es pequeña. (b) El octadecano, $C_{18}H_{36}$, se compone de moléculas largas con fuerzas intermoleculares bastante intensas. Su viscosidad es relativamente grande.



(a) (b)

Figura 13.7 La tensión superficial del agua permite a este insecto acuático caminar sobre la superficie de un estanque. Observa cómo las patas deforman la superficie, pero no la penetran.

alrededor de ocho veces más denso que el agua. Diversos insectos pueden caminar sobre el agua o deslizarse sobre la superficie de un estanque sin dificultad. Estos fenómenos indican algo fuera de lo común respecto a la superficie del agua. Hay una fuerza o tensión especial en la superficie que se opone a ser alterada por la penetración de una aguja o de un insecto acuático (Fig. 13.7).

Estas fuerzas de superficie se explican en términos de las fuerzas intermoleculares ya descritas. En general, los líquidos con fuerzas intermoleculares intensas presentan más tensión superficial que los líquidos con fuerzas intermoleculares débiles. Una molécula que se halla en el centro de un líquido es atraída por igual en todas direcciones por las moléculas que la rodean. En cambio, una molécula situada en la superficie sólo es atraída por moléculas que están a su lado o debajo de ella (Fig. 13.8). No hay una atracción correspondiente hacia arriba. Estas fuerzas desiguales tienden a ejercer una fuerza hacia adentro en la superficie del líquido y lo inducen a contraerse. En consecuencia, una cantidad pequeña de líquido forma "perlas" y una gota de líquido tiende a ser esférica para reducir al máximo el área superficial.

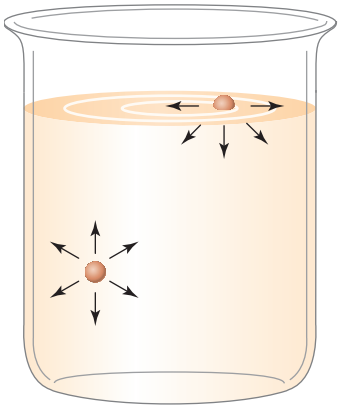


Figura 13.8 Las moléculas que están dentro del cuerpo de un líquido son atraídas por igual en todas direcciones. Las de la superficie, en cambio, son atraídas hacia abajo y a los lados, pero no hacia arriba.

Los detergentes permiten reducir la tensión superficial del agua. Esto hace posible que el agua *moje* una superficie sólida. La acción **humectante** de un líquido, en especial del agua, le permite extenderse de modo uniforme sobre una superficie, en forma de película fina. A las sustancias químicas que reducen la tensión superficial del agua se les llama **tensoactivos**, y se utilizan ampliamente como ingredientes de productos de lavandería, lavado de loza y de limpiadores industriales.

EJEMPLO 13.3 Viscosidad y tensión superficial

Con base en las características que influyen en la viscosidad, compara el tamaño molecular del aceite para motor de número SAE 40 con el del aceite para motor de número SAE 5. ¿Cuál de los dos aceites tendría más tensión superficial? *Sugerencia:* Lee la nota al margen de la página anterior sobre aceites para automóvil.

SOLUCIÓN Un número SAE más alto indica mayor viscosidad. Cuanto mayor es la viscosidad, tanto más grandes son las fuerzas intermoleculares, las cuales, a su vez, son mayores en las moléculas más grandes. Por tanto, es de esperar que el aceite SAE 40 tenga moléculas más grandes (con masa molecular mayor) que el aceite de número SAE 5.

También es de esperar que el aceite de número SAE 40 tenga más tensión superficial, de nuevo con base en las atracciones intermoleculares.

EJERCICIO 13.3

¿Cuál compuesto de cada par esperas que tenga la mayor viscosidad? Explica tu razonamiento.

Véanse los problemas 13.27-13.34.

(a) Una sustancia cuya fórmula química es $C_{20}H_{42}$, o una cuya fórmula es $C_{10}H_{22}$.
(b) El alcohol isopropílico, C_3H_7OH, o el etilenglicol, $HOCH_2CH_2OH$. (Sus masas molares son semejantes.)

13.4 Vaporización y condensación

Las moléculas de un líquido están en constante movimiento; algunas se desplazan con rapidez y otras lo hacen con más lentitud. Ocasionalmente una de las moléculas tiene la energía cinética suficiente para escapar de la superficie del líquido y convertirse en molécula de vapor. Esto se conoce como **vaporización**, el proceso por el que las moléculas de un líquido se desprenden y pasan a la fase gaseosa.

Si se pone en un recipiente abierto una pequeña cantidad de un líquido volátil, como agua o alcohol isopropílico (alcohol para friccionar), pronto desaparecerá al transformarse de líquido en gas (un vapor). Este proceso se llama **evaporación** (Fig. 13.9). A medida que las moléculas de vapor se dispersan en la atmósfera, más moléculas de líquido escapan hacia el estado de vapor hasta que, finalmente, todo el líquido se ha evaporado. La rapidez de evaporación de un líquido depende de la temperatura de éste y de la cantidad de área superficial expuesta.

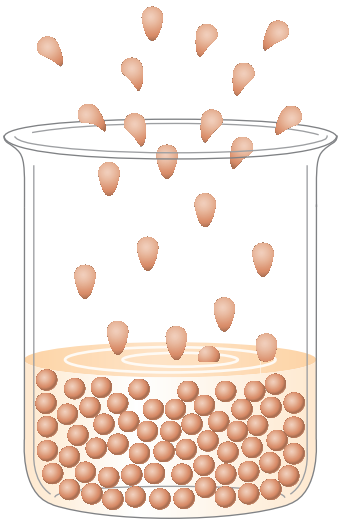
Los **líquidos volátiles**, como el etanol y el alcohol isopropílico, son los que se evaporan con facilidad a temperatura ambiente. Casi todos ellos tienen punto de ebullición bajo y alta presión de vapor.

Conexión con el aprendizaje
El vapor ejerce una presión parcial (Sección 12.12) que es constante a una temperatura dada. La presión de vapor aumenta con la temperatura.

Si este mismo líquido volátil se coloca en un recipiente cerrado, no se pierde. Parte del líquido se transforma en vapor, pero las moléculas de vapor quedan encerradas dentro del recipiente. Con el tiempo, el aire que está encima del líquido se satura y la vaporización se detiene aparentemente. Puede parecer que ya nada más ocurre dentro del recipiente cerrado, pero el movimiento molecular no ha cesado. Algunas moléculas de líquido continúan escapando hacia el estado de vapor. Las moléculas de vapor que se encuentran en el espacio encima del líquido inciden ocasionalmente en la superficie de éste, donde son atrapadas y regresan al estado líquido. Esta conversión de vapor en líquido (la inversa de la vaporización) recibe el nombre de **condensación**.

Al principio hay muchas moléculas de líquido pero ninguna de vapor. Después, la vaporización se inicia conforme parte del líquido se transforma en vapor. A medida que más moléculas pasan al estado de vapor, la rapidez de condensación aumenta. Con el tiempo, la rapidez de condensación se hace igual a la rapidez de vaporización en el recipiente cerrado, y no hay cambio aparente en la cantidad de líquido ni de vapor. El sistema está en *equilibrio*. En el nivel molecular, el número de moléculas de líquido que pasan a ser vapor en una unidad de tiempo dada es igual al número de moléculas de vapor que regresan al estado líquido; por tanto, el número de moléculas de vapor permanece constante, al igual que el número de moléculas de líquido. Se ha alcanzado una condición conocida como *equilibrio dinámico*.

Figura 13.9 Un líquido volátil se evapora de un recipiente abierto. La tasa de evaporación de un líquido en particular depende de la temperatura del líquido y de la cantidad de área superficial expuesta.



$$\text{Líquido} \underset{\text{condensación}}{\overset{\text{vaporización}}{\rightleftharpoons}} \text{Vapor}$$

En todo **equilibrio dinámico** se llevan a cabo dos procesos opuestos con la misma rapidez. Éste es uno de los conceptos más importantes de toda la química. Para el observador, las cantidades de las sustancias de cada tipo y estado parecen estáticas o fijas: están en equilibrio. En el nivel molecular hay un movimiento continuo de partículas, pero el número de partículas que se mueven en un sentido es igual al número de las que se mueven en sentido contrario. Puesto que la actividad no ha cesado en realidad, se dice que el equilibrio es *dinámico*. (Fig. 13.10a)

Si se calienta el recipiente cerrado que contiene líquido y vapor, más moléculas de líquido tendrán la energía suficiente para escapar del líquido. Por consiguiente, la presión de vapor aumenta, pero pronto se restablece el equilibrio a esa temperatura más alta. Si bien la rapidez de vaporización es mayor a la temperatura más alta, también lo

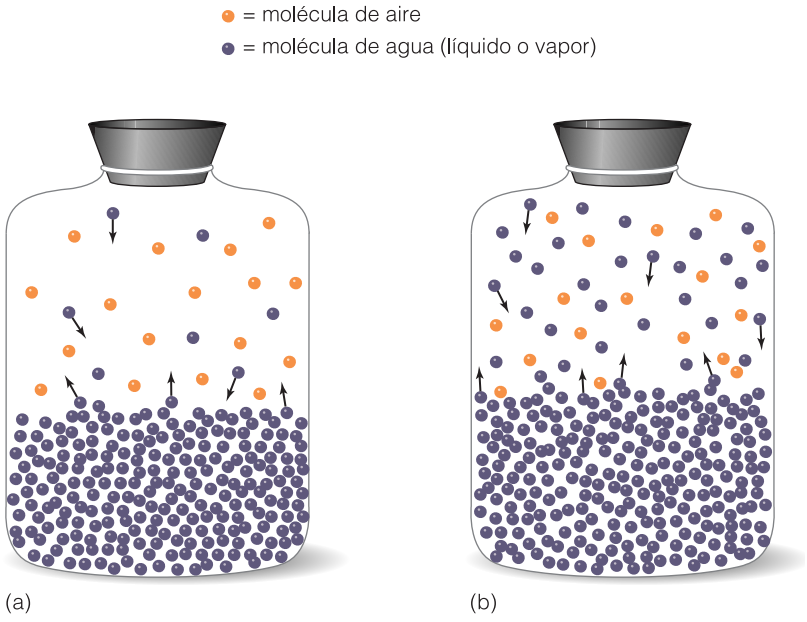


Figura 13.10
(a) Representación de un líquido en equilibrio con su vapor en un recipiente cerrado a cierta temperatura. (b) El mismo sistema a una temperatura más alta.

Conexión con el aprendizaje
Terminología de cambios de fase

- Fusión
  sólido → líquido
- Congelación
  líquido → sólido
- Vaporización
  líquido → gas
- Condensación
  gas → líquido
- Sublimación
  sólido → gas
- Solidificación
  gas → sólido

es la rapidez de condensación. En el equilibrio recién establecido ambas son otra vez iguales (Fig. 13.10b), pero la presión de vapor en el equilibrio es mayor a la temperatura más alta.

Punto de ebullición

Cuando se coloca un líquido en un recipiente abierto, la presión atmosférica se opone al escape de moléculas del líquido. Al calentar el líquido, la presión de vapor aumenta. Si el calentamiento continúa, la presión de vapor terminará por igualar la presión atmosférica, y la temperatura en que esto ocurra el líquido comenzará a hervir. Durante la ebullición, la vaporización se lleva a cabo no sólo en la superficie, sino además en la masa del líquido, donde se forman burbujas de vapor que suben a la superficie. El **punto de ebullición** de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor iguala la presión atmosférica. Debido a que la presión atmosférica cambia con la altitud y las condiciones meteorológicas, los puntos de ebullición de los líquidos también son variables (Fig. 13.11).

Para cocinar un alimento es necesario suministrarle cierta cantidad de energía. Si la presión es de 1 atm, el agua hierve a 100°C y se puede preparar un huevo pasado por agua dejándolo en ella durante 3 minutos. A una presión atmosférica reducida, el agua hierve a una temperatura más baja y tiene menos energía calorífica para cocinar el huevo. En la cima del monte Everest tomaría más tiempo cocinar un huevo en agua hirviente.

El punto de ebullición aumenta cuando se incrementa la presión que se ejerce sobre el líquido. Las ollas de presión y las autoclaves de hospital aprovechan este principio. Se alcanzan temperaturas más altas a las presiones mayores que se consiguen en estos recipientes cerrados. (El calor que se aporta a un líquido en su punto de ebullición y en un recipiente abierto tan sólo transforma líquido en vapor. La temperatura no sube hasta que todo el líquido se ha vaporizado.) Las bacterias, incluso sus resistentes esporas, mueren con más rapidez en una olla de presión o en una autoclave, no por el efecto directo del aumento de presión, sino por las altas temperaturas que se alcanzan. La tabla 13.1 muestra las temperaturas que es posible alcanzar con agua pura a diversas presiones.

El punto de ebullición de un líquido es una propiedad física útil que suele ayudar para identificar compuestos. Debido a que el punto de ebullición varía con la presión, es

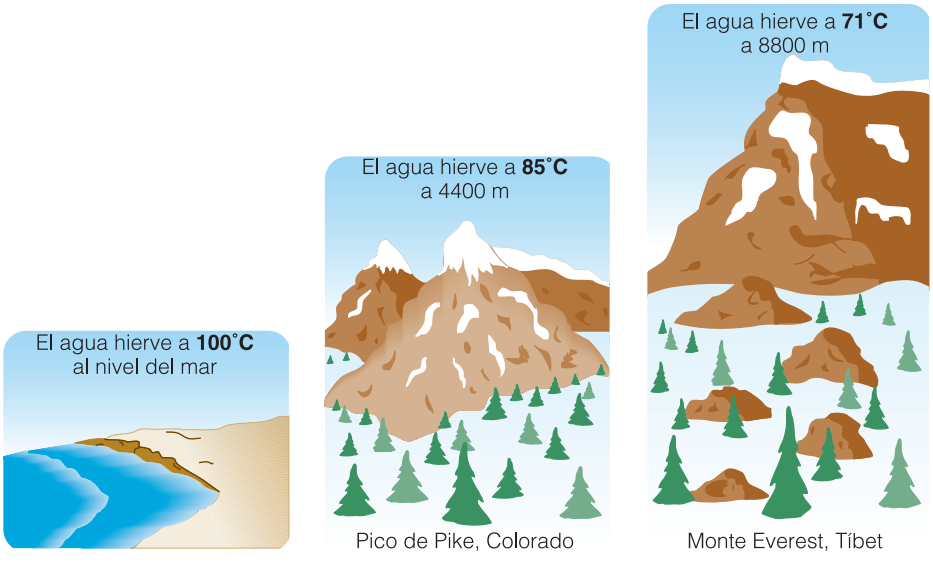


Figura 13.11 Punto de ebullición del agua a diferentes altitudes. Cuando la presión atmosférica es mayor, el punto de ebullición es más alto.

necesario definir el **punto de ebullición normal** como aquella temperatura a la cual un líquido hierve a la presión estándar (1 atm, o 760 torr). Otra opción consiste en especificar la presión a la cual se determinó el punto de ebullición. Por ejemplo, el *Handbook of Chemistry and Physics* (Manual de química y física) cita el punto de ebullición de la antipirina (un medicamento que alivia el dolor y reduce la fiebre) como 319^{741}. Esto significa que la sustancia hierve a 319°C a una presión de 741 torr. La tabla 13.2 muestra el punto de ebullición normal de algunos líquidos conocidos.

Destilación

Los líquidos se pueden purificar mediante un procedimiento llamado **destilación**. Imagina una mezcla de agua y algún material no volátil como la sal común. Si se calienta la mezcla hasta que hierva, se vaporizará el agua pero no el material no volátil. El vapor de agua se puede condensar para que regrese al estado líquido y luego recogerlo entonces en un recipiente, como se muestra en la Fig. 13.12. La muestra de vapor condensado así obtenida es el **destilado**. De este modo se separa el destilado, que en este caso es agua, del otro componente de la mezcla y con ello queda purificado.

Tabla 13.1 Puntos de ebullición del agua pura a diversas presiones

Punto de ebullición (°C)	Presión (mm Hg)
80	355
85	434
90	526
95	634
98	707
100	760
102	816
104	875
106	938
110	1075

Tabla 13.2 Puntos de ebullición de varios líquidos a una presión de 1 atm

Compuesto	Punto de ebullición (°C)
Éter etílico, $C_2H_5OC_2H_5$	34.6
Acetona, C_3H_6O	56.2
Metanol, CH_3OH	64.5
Etanol, C_2H_5OH	78.3
Agua, H_2O	100.0
Mercurio, Hg	356.6

La purificación por destilación es posible incluso cuando una mezcla contiene dos o más componentes volátiles. Considera una mezcla de dos componentes, uno de los cuales es algo más volátil que el otro. En el punto de ebullición de una mezcla de esta naturaleza, ambos componentes aportan algunas moléculas al vapor. Debido a que se vaporiza con más facilidad, el componente más volátil tendrá una fracción mayor de sus moléculas en el estado de vapor que el componente menos volátil. Cuando este vapor se condensa en otro recipiente, el líquido resultante, esto es, el destilado, será más rico en el componente más volátil que la mezcla original. Conforme la destilación prosigue, el punto de ebullición aumenta hasta que, finalmente, se alcanza el punto de ebullición del componente menos volátil. La primera parte de destilado tiene la máxima concentración del componente más volátil. La concentración del componente menos volátil en el destilado aumenta conforme la destilación avanza. De esta forma se puede obtener el componente más volátil de la mezcla recogiendo sólo la primera parte del destilado.

Calor de vaporización

Para vaporizar un líquido se necesita calor. Un líquido que se evapora a temperatura ambiente absorbe calor de su entorno, y por esta razón ejerce un efecto de enfriamiento en él. Incluso en un día caluroso, uno se siente fresco después de nadar porque el agua que

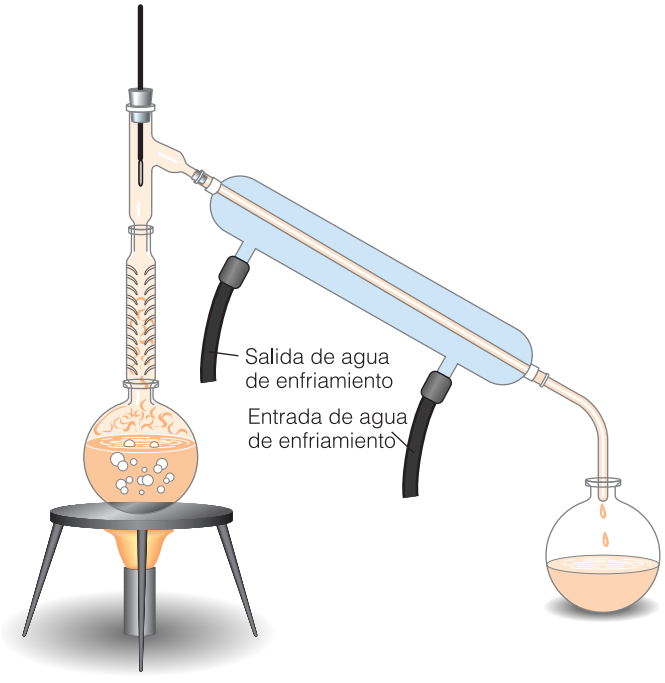


Figura 13.12 Aparato de destilación. En el matraz de la izquierda se calienta una mezcla. Los vapores que se forman suben por la columna vertical y luego se condensan en el tubo enfriado inclinado hacia abajo y a la derecha, para finalmente ser recogidos en el matraz de la derecha.

Tabla 13.3 Calores molares de vaporización de varios líquidos (en el punto de ebullición)

	Calor molar de vaporización	
Compuesto	**k J/mol**	**kcal/mol**
Éter etílico, $C_2H_5OC_2H_5$	26.0	6.21
Metanol, CH_3OH	38.0	9.08
Etanol, C_2H_5OH	39.3	9.39
Agua, H_2O	40.7	9.72
Mercurio, Hg	59.2	14.20

se evapora de la piel toma calor de ésta. La evaporación de la transpiración también produce un efecto de enfriamiento. La piel también se enfría al mojarla con alcohol debido a la evaporación. En el nivel molecular, las moléculas cuya energía cinética es mayor que la media son las que primero se evaporan. Esto requiere energía; por tanto, la energía cinética media de las moléculas restantes disminuye. Para evaporar 1 g de agua se necesitan 2.26 kJ (540 cal).

Conexión con el mundo real
Ciertos líquidos (como el cloruro de etilo) se evaporan de la piel con la rapidez suficiente para congelar un área pequeña y tornarla insensible al dolor.

A la cantidad de calor necesaria para vaporizar 1 mol de un líquido a presión y temperatura constante se le conoce como **calor molar de vaporización**. Este valor es una propiedad característica de un líquido determinado que depende en gran medida de los tipos de fuerzas intermoleculares presentes en el líquido. El agua, cuyas moléculas están fuertemente asociadas mediante puentes de hidrógeno, tiene un calor de vaporización de 40.7 kJ/mol. El metano, con sus moléculas unidas por débiles fuerzas de dispersión, tiene un calor de vaporización de sólo 0.971 kJ/mol. La tabla 13.3 muestra el calor de vaporización de varios líquidos.

El ejemplo que sigue muestra cómo convertir el calor molar de vaporización a calor de vaporización por gramo, y cómo calcular la cantidad de calor necesaria para vaporizar una masa dada de una muestra líquida específica.

EJEMPLO 13.4 Calor de vaporización y calor molar de vaporización

El calor molar de vaporización del amoniaco, NH_3, es de 2.33 kJ/mol. ¿Cuál es el calor de vaporización en joules por gramo?

SOLUCIÓN Convierte kilojoules por mol a joules por gramo con base en la masa molar del NH_3.

$$\frac{2.33\ \text{kJ}}{\cancel{\text{mol}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol}}}{17.0\ \text{g}} = 0.137\ \text{kJ/g o } 137\ \text{J/g}$$

EJERCICIO 13.4

(a) Calcula el calor de vaporización del agua en kJ/g con base en el calor molar de vaporización que se indica en la tabla 13.3.

(b) ¿Cuánto calor (en kilojoules) es necesario para vaporizar 400. g de agua en su punto de ebullición?

Véanse los problemas 13.35-13.54.

Cuando un vapor se condensa y forma un líquido, cede exactamente la misma cantidad de energía calorífica que se utilizó para transformar el líquido en vapor. Durante el funcionamiento de un refrigerador, se vaporiza y se condensa alternadamente un fluido. El calor necesario para vaporizar el fluido se toma del compartimiento refrigerado, y después se libera hacia el entorno exterior cuando el líquido se condensa de nuevo al estado líquido.

Conexión con el mundo real
El funcionamiento eficiente de un refrigerador depende del calor de vaporización del refrigerante que se utiliza.

13.5 El estado sólido

En los sólidos las partículas (átomos, moléculas o iones) se hallan tan próximas unas de otras que es muy poca la compresión posible. Los movimientos de las partículas en los estados líquido y sólido difieren de modo apreciable. En los líquidos, las partículas se encuentran en movimiento constante, aunque restringido en cierta medida. En los sólidos, las partículas se mueven muy poco, aparte de una suave vibración en torno a un punto fijo. En consecuencia, en los sólidos la difusión es sumamente lenta. Elevar la temperatura aumenta el vigor de las vibraciones de un sólido, y si éstas llegan a ser la energía suficiente, el sólido se transforma en líquido, es decir, se funde (véase la sección 13.6).

Sólidos no cristalinos

El vidrio, el caucho, la cera y muchos plásticos son ejemplos de **sólidos amorfos**. Este término proviene de una palabra griega que significa "sin forma". Las partículas de los sólidos amorfos no tienen un orden definido ni regular; el patrón no se repite a través de todo el sólido. Estos sólidos no son cristalinos; se fragmentan de forma irregular en pedazos con bordes con picos y ángulos irregulares. En muchos sólidos amorfos las partículas tienen cierta libertad de movimiento. Estos sólidos no presentan un punto de fusión definido, sino que se ablandan de modo gradual cuando se calientan.

Sólidos cristalinos

En los **sólidos cristalinos**, las partículas están organizadas en un patrón sistemático regular denominado **red cristalina**. En la Fig. 13.13 se muestran tres tipos de redes cristalinas basadas en el cubo. En un tipo de estructura de red, los átomos (u otras partículas unitarias) están situados directamente encima y debajo unos de otros formando un ordenamiento *cúbico simple*, que no es muy común; se consigue un empaque más compacto con otros ordenamientos. El cromo, el manganeso, el hierro y los metales alcalinos, advierte su ubicación en la tabla periódica, tienen un ordenamiento *cúbico centrado en el cuerpo*, que es como el ordenamiento cúbico simple salvo que tiene un átomo adicional en el centro del cubo. El cobre, la plata, el oro, el níquel, el paladio y el platino tienen ordenamientos *cúbicos centrados en las caras*. (Advierte su ubicación en la tabla periódica.) Ciertos compuestos iónicos, como el cloruro de sodio, el cloruro de potasio y el óxido de calcio, también tienen el ordenamiento centrado en las caras, con partículas situadas en todos los vértices y en el centro de cada una de las seis caras de un cubo.

Conexión con el aprendizaje
Para obtener más información sobre diversos ordenamientos cristalinos se recomienda consultar textos más avanzados. En la actualidad hay muchas investigaciones en curso sobre los ordenamientos cristalinos de los materiales superconductores.

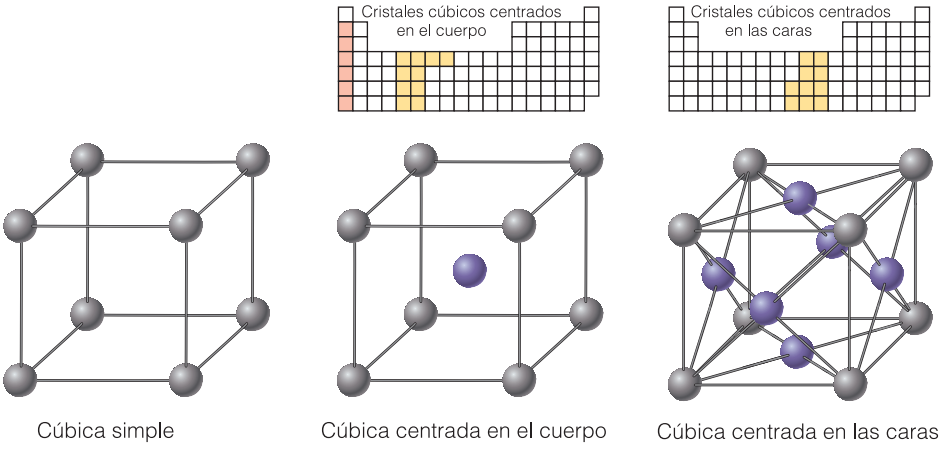


Figura 13.13 Tres tipos de redes cristalinas basadas en el cubo.

Clasificación de los sólidos según sus enlaces

Los sólidos cristalinos se clasifican también sobre la base de los tipos de fuerzas que mantienen unidas las partículas. Las cuatro clases son iónico, molecular, de red covalente (macromolecular) y metálico. Las características de estos tipos de enlazamiento se describen en los párrafos que siguen y se resumen en la tabla 13.4.

Los **sólidos iónicos** tienen iones en todos los puntos de la red cristalina. El cloruro de sodio, NaCl, es un sólido iónico representativo. Presenta un ordenamiento cúbico centrado en las caras, con cada ion cloruro rodeado de seis iones sodio, y cada ion sodio rodeado de seis iones cloruro. Debido a que las fuerzas interiónicas son muy intensas, los sólidos iónicos presentan gran dureza, alto punto de fusión y escasa presión de vapor. También tienden a ser solubles en agua e insolubles en disolventes no polares.

Los **sólidos moleculares** tienen moléculas covalentes discretas e individuales en los puntos de la red cristalina. Lo que mantiene la integridad de estos sólidos son varios tipos de fuerzas más bien débiles; por ejemplo, fuerzas de dispersión de London en

Tabla 13.4 Algunas características de los sólidos cristalinos

Tipo de cristal	Partículas del cristal	Principal fuerza de atracción entre las partículas	Punto de fusión	Conductividad eléctrica del líquido	Características de los cristales	Ejemplos
Iónico	Iones positivos y negativos	Atracción interiónica entre iones (muy intensa)	Alto	Alta	Duros, quebradizos, casi todos se disuelven en disolventes polares	NaCl, CaF_2, MgO
Molecular						
Con puentes de hidrógeno	Moléculas con H en N, O o F	Puentes de hidrógeno (intermedia)	Intermedio	Muy baja	Frágiles, solubles en otros líquidos que forman puentes de hidrógeno	H_2O, HF, NH_3, CH_3OH
Polar	Moléculas polares (sin puentes de H)	Atracción electrostática entre dipolos (más bien débil)	Bajo	Muy baja	Frágiles, solubles en otros disolventes polares y en muchos no polares	HCl, H_2S, $CHCl_3$, ICl
No polar	Átomos o moléculas no polares	Sólo fuerzas de dispersión (débiles)	Muy bajo	Muy baja	Blandos, solubles en disolventes no polares o poco polares	S_8, I_2, P_4, CH_4, CO_2, CCl_4, hidrocarburos
De red covalente	Átomos	Enlaces covalentes (muy fuertes)	En general no funden	—	Muy duros, insolubles	Diamante (C), WC, SiC, AlN
Metálico	Iones positivos más átomos móviles	Enlaces metálicos (fuertes)	Casi todos son altos	Muy alta	Casi todos son maleables, dúctiles, buenos conductores, insolubles en agua; los metales alcalinos reaccionan con el agua	Cu, Ca, Al, Pb, Zn, Fe, Na, Ag

el yodo cristalino, I_2, fuerzas de dispersión y fuerzas dipolares en el cloruro de yodo, ICl, y puentes de hidrógeno en el hielo.

El hielo seco (CO_2 sólido), los cristales de azufre (formados por moléculas de S_8) y muchas sustancias químicas orgánicas son moleculares. Los sólidos moleculares típicos, incluso los azúcares y las ceras, son blandos, tienen punto de fusión bajo y son por lo general, aunque no siempre, insolubles en agua pero más solubles en disolventes no polares.

Un sólido molecular no polar, el *para*-diclorobenceno, $C_6H_4Cl_2$, se emplea en forma de hojuelas contra la polilla. Tiene un punto de fusión bajo (53°C) y se disuelve en disolventes no polares; su presión de vapor es relativamente grande y tiene un olor característico. El alcanfor, $C_{10}H_{16}O$, es un sólido molecular no polar que se emplea en ciertos preparados médicos; tiene un olor característico y un punto de fusión relativamente bajo de 179°C.

Los **sólidos de red covalente** o **sólidos macromoleculares** tienen átomos en los puntos de la red que están unidos por enlaces covalentes formando redes que se extienden por toda la muestra. Así pues, cada cristal es en esencia una molécula enorme (una macromolécula). Estos sólidos son en general sumamente duros y no volátiles; funden (a veces con descomposición) a temperaturas extremadamente altas. El carburo de tungsteno, WC, con el que se fabrican puntas de sierra, el nitruro de titanio, TiN, que se emplea en recubrimientos de brocas de perforación, y el cuarzo son sólidos macromoleculares.

El carburo de silicio, SiC, también conocido como carborundo, tiene una extensa red de enlaces covalentes. La dureza de este compuesto lo hace idóneo para muchas aplicaciones, como piedras y ruedas de molienda y productos abrasivos.

El diamante es una forma cristalina de carbono con átomos en una red covalente. Cada átomo de carbono está enlazado de forma covalente en un ordenamiento tetraédrico, a otros cuatro átomos de carbono (como se muestra en la Fig. 13.14) para formar un cristal de dureza extrema. Pero el carbono puro no siempre es diamante; los átomos de carbono se organizan de otras formas. Cuando un elemento presenta en un mismo estado dos o más formas físicas diferentes, éstas reciben el nombre de **alótropos**. El diamante, el grafito y las moléculas de buckminsterfulereno son alótropos de carbono. El grafito (la "puntilla" de los lápices) es negro y resbaladizo, y se emplea como lubricante en seco. Los átomos de carbono del grafito forman una red de anillos hexagonales unidos en un plano, algo parecido a la malla de alambre que tradicionalmente se usa en los gallineros. En la estructura total del grafito (Fig. 13.15), los planos de átomos de carbono están apilados en capas, las cuales se deslizan unas sobre otras porque no están unidas por enlaces covalentes. Esto explica las propiedades lubricantes del grafito, y los electrones débilmente retenidos entre las capas de este material explican su capacidad para conducir la electricidad. El *coque*, que se obtiene de la hulla al calentarse en ausencia de aire, el *carbón vegetal*, que se prepara calentando madera en ausencia de aire, y el *negro de humo*, el hollín finamente dividido que forma una flama humeante, son formas de carbono a las que se atribuye una estructura de grafito.

El diamante conduce el calor aproximadamente seis veces mejor que los metales más conductores.

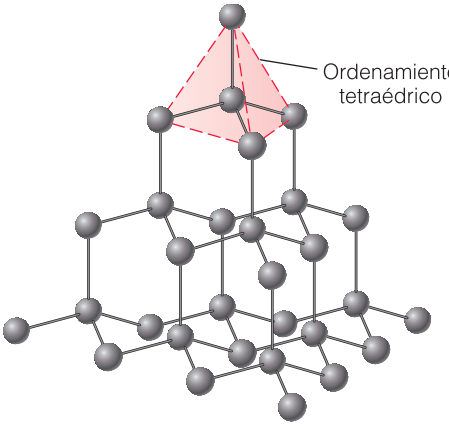


Figura 13.14 Estructura cristalina del diamante, un sólido de red covalente. Cada vértice o intersección de líneas representa un átomo de carbono. Observa el ordenamiento tetraédrico en cada átomo de carbono.

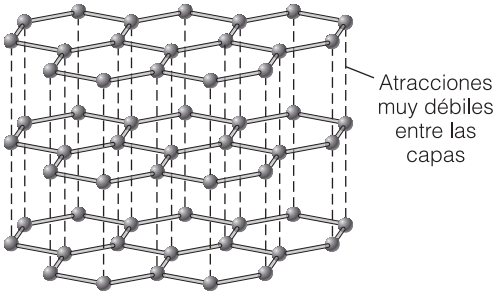


Figura 13.15 En el grafito los átomos de carbono forman una red de anillos hexagonales en cada plano. Los planos están apilados en capas que se deslizan una sobre otra.

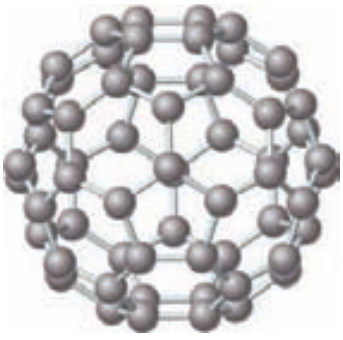


Figura 13.16 Los átomos de carbono de un ordenamiento esférico como la superficie de un balón de fútbol soccer, con 60 átomos de carbono en anillos interconectados de 5 y 6 miembros, forman buckminsterfulerenos (buckybolas). Se prepararon por primera vez en 1985.

En 1985 se descubrió un nuevo alótropo con 60 átomos de carbono en un ordenamiento esférico semejante a la superficie de un balón de fútbol soccer, al que se dio el nombre de buckminsterfulereno, o simplemente buckybolas.

En 1997 unos investigadores informaron haber fabricado un nuevo material, formado por átomos de carbono dispuestos en anillos de seis miembros y unidos en estructuras cilíndricas con forma de panal llamadas **nanotubos** (Fig. 13.17). Según su reporte, los filamentos de este material, parecidos a hilos, son de 10 a 12 veces más resistentes que el acero ▮. En 2004 se aisló el grafeno, un nuevo alótropo de carbono (ve el recuadro que lo describe en la sección 7.7).

▮ Los investigadores afirman que los **nanotubos** se podrían emplear en materiales para fabricar chalecos a prueba de balas, equipo deportivo y partes automotrices.

Los **sólidos metálicos** tienen iones positivos en los puntos de red. Los electrones de valencia se encuentran distribuidos por toda la red, casi como un fluido. Estos electrones, que se desplazan con toda libertad en la red, hacen de los metales buenos conductores del calor y de la electricidad. Ciertos metales, como el sodio y el potasio, son más bien blandos y de bajo punto de fusión. Otros, como el manganeso y el hierro, son duros y su punto de fusión es alto. (Al parecer, sus electrones adicionales crean fuerzas más intensas entre los átomos.) Casi todos los metales son *maleables*: se les puede martillar o laminar para formar láminas. Muchos metales son *dúctiles*: es posible estirarlos para formar alambres.

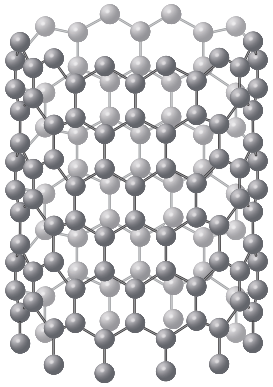


Figura 13.17 En 1997 se prepararon por primera vez nanotubos con átomos de carbono en estructuras hexagonales parecidas a hilos, con hebras más angostas que un cabello humano y 10 veces más resistentes que el acero.

EJEMPLO 13.5 Sólidos

En cada caso describe las diferencias y cita un ejemplo de lo siguiente.

(a) Sólidos cristalinos y amorfos
(b) Sólidos moleculares y de red

SOLUCIÓN

(a) Los sólidos cristalinos como el NaCl presentan ordenamientos discretos de átomos, iones o moléculas en un sistema reticular. Las partículas de los sólidos amorfos, como el vidrio o el caucho, carecen de un ordenamiento definido.

(b) Tanto los sólidos moleculares como los de red tienen enlaces covalentes, pero los segundos no contienen moléculas individuales discretas. Los sólidos moleculares, como el alcanfor y el yodo, tienen bajo punto de fusión. Los sólidos de red, como el diamante, son sumamente duros y de alto punto de fusión.

EJERCICIO 13.5

Clasifica las sustancias siguientes como iónica, molecular, de red o metálica.

(a) nanotubos de carbono,
(b) carborundo,
(c) KBr,
(d) aluminio.

Véanse los problemas 13.55-13.62.

13.6 Fusión y congelación

Cuando se calienta un sólido cristalino, sus partículas vibran con más vigor. Al aumentar la temperatura, la sustancia se transforma de sólido en líquido cuando la vibración vigorosa vence las fuerzas de atracción del interior del sólido. Este proceso se llama **fusión**. La temperatura a la que el sólido y el líquido existen en equilibrio dinámico corresponde al **punto de fusión**. Es decir, en el punto de fusión las partículas pasan del estado sólido al líquido con la misma rapidez con que pasan del estado líquido al sólido. Este equilibrio se representa como sigue:

$$\text{Sólido} \underset{\text{congelación}}{\overset{\text{fusión}}{\rightleftharpoons}} \text{Líquido}$$

Cuando la temperatura de un líquido baja, la sustancia se transforma de líquido en sólido. Este proceso se conoce como **congelación**. El **punto de congelación** es la temperatura a la que el líquido y el sólido se encuentran en *equilibrio dinámico*.

La temperatura que corresponde al punto de fusión de un sólido es precisamente la misma que la temperatura del punto de congelación del líquido; la diferencia radica en el sentido en el que el observador se aproxima a esta temperatura de equilibrio. En el caso del hierro o del plomo se cita el punto de fusión, pues son sólidos a temperatura ambiente. Por el contrario, con respecto al agua o el alcohol se cita el punto de congelación, pues son líquidos a temperatura ambiente. El punto de congelación del agua es igual que el punto de fusión del hielo; la distinción depende del estado original.

Aunque el agua es una excepción, casi todas las sustancias se expanden al fundirse. Las sustancias con fuerzas intermoleculares débiles tienen puntos de fusión bajos; las sustancias con fuerzas intermoleculares intensas presentan puntos de fusión más altos. Los sólidos cristalinos puros tienen puntos de fusión bien definidos; en cambio, los materiales amorfos, como el vidrio y el plástico, se ablandan a lo largo de un intervalo de temperaturam ásа mplio.

EJEMPLO 13.6 Punto de fusión y punto de congelación

El punto de fusión del estaño es de 232°C. ¿Cuál es el punto de congelación del estaño? El punto de congelación del mercurio es de –39°C. ¿Cuál es su punto de fusión?

Solución El punto de fusión corresponde a la misma temperatura que el punto de congelación. El punto de congelación (o punto de fusión) del estaño es de 232°C. El punto de fusión (o punto de congelación) del mercurio es de –39°C.

EJERCICIO 13.6

(a) Explica lo que significa que un líquido y un sólido estén en equilibrio dinámico.

(b) Explica el efecto de las fuerzas intermoleculares en el punto de fusión.

Calor de fusión

Fusión significa derretimiento. Por tanto, el calor molar de fusión es el calor necesario para derretir 1 mol de la muestra.

La cantidad de calor que se necesita para transformar 1 mol de un sólido en un líquido en su punto de fusión se denomina **calor molar de fusión**. El calor de fusión del agua es de 6.01 kJ. En los líquidos las fuerzas intermoleculares de atracción no son tan grandes como en los sólidos; la diferencia de energía entre ambos es el calor de fusión. Como comparación, las fuerzas intermoleculares de atracción de los gases son muy pequeñas comparadas con las que están presentes en los líquidos; la diferencia de energía entre ambos es el calor de vaporización (Sec. 13.4). El agua tiene un calor molar de vaporización de 40.7 kJ, un valor considerablemente mayor que su calor molar de fusión de 6.01 kJ (véase la línea base de la Fig. 13.18).

En el nivel molecular es fácil explicar por qué el calor molar de fusión es mucho más pequeño que el calor molar de vaporización de una sustancia: al fundir una muestra,

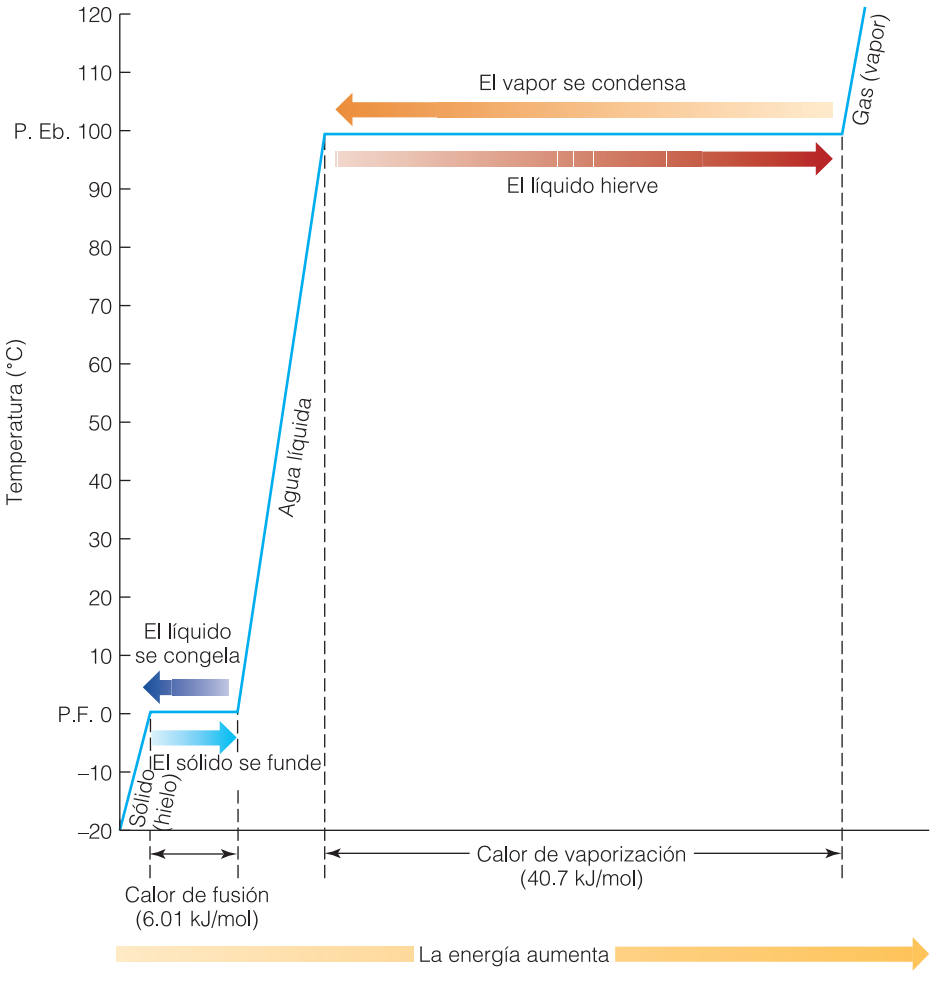


Figura 13.18 Curva de calentamiento del agua. Observa que el calor molar de vaporización (40.7) es mucho mayor que el calor molar de fusión (6.01 kJ).

se necesita energía para destruir la red cristalina a fin de que las partículas puedan desplazarse libremente en el estado líquido, pero las partículas permanecen en contacto unas con otras por efecto de sus atracciones mutuas. Esta energía es mucho menor que la necesaria para la vaporización, durante la cual es preciso vencer casi todas las fuerzas intermoleculares. La tabla 13.5 presenta el calor molar de fusión, en kilojoules por mol y en kilocalorías por mol, de varios sólidos.

Tabla 13.5 Calores molares de fusión (en el punto de fusión) de varias sustancias

		Calor molar de fusión	
Sustancia	**Punto de fusión (°C)**	**kJ/mol**	**kcal/mol**
Etanol, C_2H_5OH	−117	5.02	1.20
Agua, H_2O	0	6.01	1.44
Cloruro de sodio, NaCl	804	30.2	7.22
Cobre, Cu	1083	13.0	3.11
Hierro, Fe	1530	15.2	3.63
Tungsteno, W	3407	35.4	8.05

EJEMPLO 13.7

¿Cuánto calor (en kilojoules) se necesita para fundir 425 g de hielo?

SOLUCIÓN Inicia con la cantidad de hielo en gramos, conviértela a moles y calcula el calor en kilojoules con base en el calor molar de fusión (Tabla 13.5).

$$425 \text{ g } \cancel{H_2O} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2O}}{18.0 \text{ g } \cancel{H_2O}} \times \frac{6.01 \text{ kJ}}{\cancel{\text{mol } H_2O}} = 142 \text{ kJ}$$

Véanse los problemas 13.63-13.66.

EJERCICIO 13.7

(a) El calor molar de fusión del naftaleno, $C_{10}H_8$ (se emplea en las bolas de naftalina contra la polilla), es de 19.3 kJ. ¿Cuál es su calor de fusión en kilojoules por gramo? *Sugerencia:* Convierte kJ/mol a kJ/g.

(b) ¿Cuánto calor (en kilojoules) se necesita para fundir 425 g de naftaleno?

13.7 Curvas de calentamiento y enfriamiento

En el laboratorio se puede tomar una muestra sólida de una sustancia pura y registrar la temperatura cada medio minuto mientras se calienta la muestra a un ritmo constante. Con estos datos se puede trazar luego una gráfica de la temperatura en el eje de las ordenadas (el eje vertical) en función del tiempo de calentamiento (o energía) en el eje de las abcisas (el eje horizontal), como se muestra en la Fig. 13.18. A esto se le conoce como una **curva de calentamiento**.

A medida que se calienta una muestra sólida, se observa que la temperatura aumenta de modo uniforme hasta que se inicia la fusión. A partir de ese punto la temperatura permanece constante hasta que la muestra se ha fundido. Al proseguir el calentamiento, la temperatura comienza a subir de nuevo. En un momento dado, la muestra comienza a hervir y otra vez la temperatura deja de subir. Si el recipiente que se utiliza está abierto a la atmósfera, la temperatura permanece constante hasta que toda la muestra se ha vaporizado. Si la muestra está en un recipiente cerrado, el vapor no puede escapar y su temperatura comienza a subir una vez más. Se produce **vapor sobrecalentado** cuando se calienta agua por encima de su punto de ebullición en un recipiente cerrado, como una olla de presión, un autoclave de hospital o cualquier sistema que funcione con vapor.

En las partes de la curva de calentamiento donde la temperatura sube, un aumento de energía calorífica produce un incremento en la energía cinética media de las moléculas. En tanto la sustancia permanece en un estado en particular, la energía calorífica que se necesita para calentar la muestra es igual al producto de la masa de la muestra por el cambio de temperatura y por su calor específico. (En la tabla 13.6 se indica el calor específico de varias sustancias.) Cuando una sustancia se está fundiendo o hierve, la curva es horizontal (plana): la temperatura y la energía cinética media permanecen constantes. ¿Qué ocurre en este caso? Recuerda que el calor de fusión es la energía que las moléculas absorben durante la fusión. Esta energía es necesaria para romper la red cristalina. La curva también es plana durante la ebullición; se necesita una cantidad de energía equivalente al calor de vaporización para vencer casi todas las fuerzas de atracción entre las moléculas.

La curva de enfriamiento de una sustancia parece la imagen en el espejo de la curva de calentamiento. Si se enfría vapor, su temperatura disminuye de modo uniforme hasta que se alcanza el punto de ebullición, donde la curva se estabiliza hasta que todo el vapor se condensa y forma un líquido. Si el enfriamiento continúa, la temperatura del líquido disminuye uniformemente hasta alcanzar el punto de congelación. Cuando todo el material se ha congelado y el enfriamiento prosigue, la temperatura del sólido disminuye. La sustancia cede energía durante todas las etapas del proceso de enfriamiento.

Tabla 13.6 Calores específicos de algunas sustancias comunes

	Calor específico	
Sustancia	**J/g-°C**	**cal/g-°C**
Agua, H_2O, líquida	4.18	1.000
Etanol, C_2H_5OH	2.46	0.588
Agua, H_2O, sólida (hielo)	2.09	0.500
Vapor de agua, H_2O	1.97	0.471
Madera	1.8	0.43
Aluminio, Al	0.900	0.215
Vidrio	0.502	0.120
Hierro, Fe	0.444	0.106
Cobre, Cu	0.385	0.0920
Plata, Ag	0.225	0.0538
Oro, Au	0.128	0.0306

EJEMPLO 13.8 Conceptos de calentamiento y enfriamiento

Describe por qué la temperatura de un recipiente con agua colocado en un congelador disminuye de forma constante hasta el punto de congelación, pero luego permanece precisamente en el punto de congelación durante un tiempo prolongado hasta que se completa el congelamiento.

SOLUCIÓN Cuando un líquido se transforma en sólido, es necesario ceder una cantidad definida de energía al entorno. Cuanto mayor es la cantidad de agua, tanto más calor se debe liberar. La sustancia no se congela hasta que se ha extraído esta energía del líquido. La energía que es preciso extraer durante la congelación es igual al producto de la masa de la muestra en gramos por el calor de fusión.

EJERCICIO 13.8

(a) Compara los cambios de energía que tienen lugar durante la fusión y la congelación del agua.

(b) Compara los cambios de energía que ocurren cuando el agua hierve y cuando se condensa.

13.8 Agua: un líquido fuera de lo común

El agua es probablemente el líquido mejor conocido para todo el mundo, pero es una sustancia química fuera de lo común. Por ejemplo, a temperatura ambiente es el único compuesto químico líquido con una masa molar tan baja (18.0 g/mol). A continuación se describen otras propiedades especiales.

Densidad del agua sólida y líquida

La forma sólida del agua (el hielo) es menos densa que la líquida, situación que es muy poco frecuente. Las consecuencias de esta peculiar característica para la vida en este planeta son inmensas. Cuando la temperatura desciende por debajo del punto de congelación, en la superficie de los lagos se forma hielo, el cual aísla el agua que está debajo y permite a los peces y demás organismos acuáticos sobrevivir a los inviernos de las

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Congelación... ¿de qué y para qué?

Los usos de la congelación van más allá de conservar alimentos. En la actualidad también se pueden congelar tejidos biológicos y diferentes tipos de células. En ese sentido, destaca la congelación de las células madre del cordón umbilical: mediante técnicas de criopreservación, las células se mantienen a temperaturas de entre −190 y −270°C.

Las células madre son aquellas a partir de las cuales se diferencian todos los tipos celulares del organismo, al dividirse, pueden constituir células especializadas, por ejemplo, glóbulos rojos o neuronas. Se usan para combatir trastornos del sistema inmunológico y se considera que pueden emplearse en el tratamiento de otras enfermedades, para lo cual se están haciendo numerosas investigaciones.

La tecnología criogénica ha permitido crear diversos bancos de sangre de cordón umbilical en el mundo y ya se han documentado más de tres mil trasplantes de células madre de la sangre del cordón umbilical.

Provocar un descenso en la temperatura también es útil en el trasplante de órganos, por ejemplo, para que un corazón sea trasplantado, debe retirarse de una persona fallecida sana y mantenerlo a temperatura alrededor de −10°C; además, debe colocarse en el receptor en un plazo no mayor a 16 horas.

Para más información de las células madre, te recomendamos estos sitios: http://neofronteras.com/especiales/?p=34. http://www.embrios.org/celulasmadre/definición_celula_madre.htm

Gracias a las técnicas de criopreservación se pueden congelar las células madre. Numerosas investigaciones se enfocan en el uso de éstas para obtener tejidos que pudieran contribuir a la cura de diversos padecimientos.

zonas templadas. Si el hielo fuese más denso que el agua líquida, se hundiría hasta el fondo a medida que se forma. Esto permitiría que más agua se congelase y se hundiese también hasta el fondo. En consecuencia, todos los lagos de las latitudes septentrionales, incluso los más profundos, se congelarían por completo en invierno.

Esta misma propiedad, las densidades relativas del hielo y el agua, tiene consecuencias peligrosas para las células vivas. El hielo es menos denso que el agua; por tanto, 1.00 g de hielo ocupa un volumen más grande que 1.00 g de agua líquida. Cuando se forman cristales de hielo en las células vivas, la expansión las rompe y las mata. Cuanto más lento es el enfriamiento, tanto más grandes son los cristales de hielo y más se daña la célula.

Calor específico del agua

Otra propiedad del agua que se aparta de lo ordinario es su calor específico relativamente grande. Se necesita exactamente 1 cal (4.184 J) de calor para elevar en 1°C la temperatura de 1 g de agua líquida. Esto representa alrededor de diez veces más energía que la necesaria para elevar en 1°C la temperatura de la misma cantidad de hierro. (Compara los calores específicos de varias sustancias comunes que se presentan en la tabla 13.6.)

Los utensilios de cocina de hierro, cobre, aluminio o vidrio tienen calores específicos pequeños; por tanto, se calientan con rapidez. Los mangos de muchas sartenes para freír se hacen de plástico o de algún otro material aislante con un calor específico grande. Cuando se calientan, su temperatura aumenta con lentitud.

Cambios de energía: de hielo a vapor de agua

Para conocer la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una muestra sólida que se encuentra a una temperatura por debajo de su punto de congelación hasta convertirla en gas en su punto de ebullición, es necesario resolver el problema por etapas, como se muestra en el ejemplo que sigue.

EJEMPLO 13.9 Cambios de energía: de hielo a vapor de agua

¿Cuánta energía (en kilojoules) se necesita para transformar 10.0 g de hielo a –10.0°C en vapor a 100°C? Datos: el calor de fusión del agua es de 334 J/g y su calor de vaporización es de 2.26 kJ/mol.

SOLUCIÓN

En este problema ocurren cambios de fase; se debe resolver en varios pasos.

- **PASO 1** Primero, calcula la energía necesaria para elevar la temperatura de 10.0 g de hielo de –10.0 a 0°C, un cambio de 10.0°C. El calor específico del hielo es de 2.09 J/g-°C.

$$10.0\ \text{g} \times 10.0\ ^\circ\text{C} \times \frac{2.09\ \text{J}}{\text{g-}^\circ\text{C}} = 209\ \text{J}$$

- **PASO 2** Obtén la energía necesaria para fundir la masa dada de hielo a 0°C, con base en el calor de fusión del agua (334 J/g).

$$10.0\ \text{g} \times \frac{334\ \text{J}}{\text{g}} = 3340\ \text{J}$$

- **PASO 3** Calcula el calor necesario para elevar la tempeatura del agua en 100°C (esto es, 100°C – 0°C). El calor específico del agua (Tabla 13.6) es de 4.18 J/g-°C.

$$10.0\ \text{g} \times 100.0\ ^\circ\text{C} \times \frac{4.18\ \text{J}}{\text{g-}^\circ\text{C}} = 4.18\ \text{kJ}$$

- **PASO 4** Calcula la cantidad de calor necesaria para transformar el agua a 100°C en vapor a 100°C. El calor de vaporización del agua es de 40.7 kJ/mol o 2.26 kJ/g.

$$10.0\ \text{g} \times \frac{2.26\ \text{kJ}}{\text{g}} = 22.6\ \text{kJ}$$

- **PASO 5** Por último, suma todos los valores calculados en kJ.

Para elevar la temperatura del hielo de –10 a 0°C	0.21 kJ
Para transformar el hielo en agua líquida	3.34 kJ
Para elevar la temperatura del agua de 0 a 100°C	4.18 kJ
Para transformar el agua en vapor	22.6 kJ
	30.30 kJ

EJERCICIO 13.9

Véanse los problemas 13.67-13.70.

Con respecto a los cálculos que se muestran en el ejemplo 13.9,

(a) ¿qué porcentaje de la energía total se emplea en fundir la muestra de hielo?

(b) ¿qué porcentaje de la energía total se emplea en vaporizar el agua para formar vapor?

Calor específico del agua: sus implicaciones ambientales

Debido a que el agua tiene un calor específico relativamente grande, se necesita una cantidad de calor más o menos grande para elevar la temperatura de una muestra de agua, y se desprende mucho calor al producirse un pequeño descenso de su temperatura. Las enormes cantidades de agua presentes en la superficie de la Tierra guardan y liberan calor alternadamente, lo cual tiende a moderar las variaciones diarias de la temperatura.

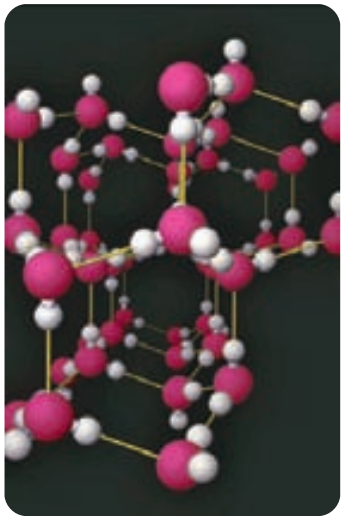


Figura 13.19 Modelo tridimensional del hielo en el que se observan los grandes huecos hexagonales formados por seis moléculas de agua. Los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua se muestran en amarillo.

Para apreciar esta importante propiedad del agua, basta con reflexionar en los cambios extremos de temperatura que ocurren en la superficie de la Luna, donde no existen masas de agua. La temperatura de la Luna varía desde un poco arriba del punto de ebullición del agua (100°C) hasta alrededor de −175°C, un intervalo de 275°C. En cambio, en la Tierra las temperaturas rara vez caen por debajo de los –50°C o se elevan por encima de los 50°C, un intervalo de sólo 100°C.

Calor de vaporización del agua: sus implicaciones

Otra propiedad del agua fuera de lo común es su calor de vaporización relativamente grande, de 2.26 kJ/g o 40.7 kJ/mol. Por tanto, se necesita una gran cantidad de calor para evaporar una pequeña cantidad de agua. Esto es de gran importancia para los animales, pues hace posible disipar grandes cantidades de calor corporal, generado como producto colateral de los procesos metabólicos, por evaporación de pequeñas cantidades de agua (transpiración) en la piel. El calor necesario para vaporizar esta agua se obtiene del cuerpo, con lo cual éste se enfría. Por el contrario, cuando el vapor de agua se condensa, se desprende una cantidad considerable de calor. Por esta razón, el vapor de agua produce graves quemaduras cuando entra en contacto con la piel.

Junto con el efecto modificador de la temperatura del alto calor específico del agua, el gran calor de vaporización de este compuesto tiene también un efecto moderador de la temperatura. Una gran parte del calor que, de otro modo, calentaría la tierra se emplea, en cambio, en vaporizar el agua de lagos y océanos. En consecuencia, durante el verano las temperaturas diurnas no tienden a elevarse tanto en las zonas próximas a grandes masas de agua.

Puentes de hidrógeno en el agua: sus implicaciones

Las propiedades especiales del agua que se han descrito son el resultado de la peculiar estructura de sus moléculas polares. En el estado líquido, las moléculas de agua están fuertemente asociadas por puentes de hidrógeno (Sección 13.2). Para que se lleve a cabo la vaporización es necesario vencer estas fuerzas, por lo que es preciso suministrar una gran cantidad de energía, equivalente al calor de vaporización, para transformar el agua líquida en vapor.

En el estado sólido, las moléculas de agua, en forma de hielo, se encuentran dispuestas ordenadamente como se muestra en la Fig. 13.19. Esta disposición cristalina ordenada del hielo es única, pues las moléculas presentan una estructura menos compacta que en el estado líquido. Debido a la formación de puentes de hidrógeno, se forman grandes huecos hexagonales en la red del hielo, y este espacio vacío es lo que hace al hielo menos denso que el agua líquida.

El agua como disolvente

Debido a su naturaleza polar, el agua es un buen disolvente de muchas sustancias iónicas. Pese a que se necesitan temperaturas elevadas para romper los fuertes enlaces del cloruro de sodio, un sólido iónico, estos enlaces se rompen sin dificultad con sólo poner el cloruro de sodio en contacto con agua a temperatura ambiente. Los enlaces iónicos se rompen al disolverse la sal. En el proceso de fusión simplemente se aporta la energía calorífica suficiente para romper la red cristalina; en cambio, en el proceso de disolución los iones son atraídos lejos de la red cristalina.

He aquí lo que ocurre. Las moléculas de agua rodean la red. Al aproximarse a un ion negativo, se alinean de forma tal que los extremos dipolares *positivos* del agua apuntan hacia el ion. Cuando las moléculas de agua se aproximan a un ion positivo, en cambio, se alinean de tal manera que los extremos dipolares *negativos* apuntan hacia el ion. La atracción entre un solo dipolo del agua y un ion es menor que la atracción entre dos iones, pero cuando el ion se encuentra rodeado de varias moléculas de agua, las

atracciones de varios dipolos de agua vencen las atracciones entre los iones. Una vez que el ion se incorpora a la solución (y se disuelve), permanece rodeado de varias moléculas de agua (Fig. 13.20). Las soluciones son muy importantes; dedicaremos el próximo capítulo a este tema.

Véanse los problemas 13.71-13.76.

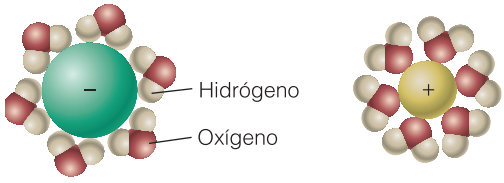


Figura 13.20 Interacción de las moléculas polares de agua con los iones.

Resumen del capítulo

Los gases no tienen forma ni volumen definidos. Los líquidos ocupan un volumen definido, pero carecen de forma definida. Los sólidos tienen tanto forma como volumen definidos. Las partículas de un gas están mucho más separadas que las de un líquido. Hemos calculado que el volumen que un gas ocupa a la temperatura y presión ordinarias es aproximadamente 1300 veces más grande que el volumen que ocupa el mismo número de moléculas del líquido.

Todas las sustancias que son gases a temperatura ambiente son moléculas covalentes o gases nobles monoatómicos. A excepción del mercurio metálico, todas las sustancias puras que son líquidas a temperatura ambiente también son moléculas covalentes. Las diferencias de viscosidad y de tensión superficial guardan relación con las fuerzas intermoleculares y el tamaño molecular. Hay vaporización siempre que las moléculas de un líquido se desprenden de la superficie de éste y pasan al estado gaseoso. En un recipiente abierto, la cantidad de líquido disminuye durante la vaporización, pues se evapora. En un recipiente cerrado, se establece un equilibrio dinámico cuando la rapidez de evaporación es igual a la rapidez de condensación.

Cuando un líquido se calienta, su presión de vapor aumenta. Se alcanza el punto de ebullición cuando la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica; cuanto menor es la presión atmosférica, tanto más bajo es el punto de ebullición. Durante la destilación, el vapor se condensa y se recoge. Al destilar una mezcla de líquidos, el más volátil tiende a vaporizarse primero, y esto permite separarlo de los componentes menos volátiles de la mezcla.

Los sólidos metálicos conducen la electricidad. Los sólidos moleculares son no conductores y tienen puntos de fusión bajos. Su integridad se mantiene por efecto de varios tipos de fuerzas intermoleculares, llamadas fuerzas de van der Waals, que incluyen las fuerzas dipolares, los puentes de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London.

Los sólidos no cristalinos también se describen como sólidos amorfos. Los sólidos cristalinos poseen estructuras reticulares definidas, como el ordenamiento cúbico simple, el cúbico centrado en el cuerpo y el cúbico centrado en las caras. Las sustancias iónicas forman sólidos cristalinos de alto punto de fusión, y sus soluciones acuosas conducen una corriente eléctrica. Los sólidos no reactivos e insolubles con puntos de fusión muy altos están formados por una red covalente; también se les conoce como sólidos macromoleculares.

A las formas diferentes de un mismo elemento se les llama alótropos. Éstos o bien tienen diferente ordenamiento cristalino o carecen de él. Las moléculas de diamante, grafito y buckminsterfulereno son alótropos de carbono.

Una curva de calentamiento de un sólido muestra que, cuando se calienta el sólido, la temperatura sube continuamente hasta que alcanza el punto de fusión, donde permanece constante durante el proceso de fusión. En este punto se necesita una energía equivalente al calor de fusión para transformar el sólido en líquido. De modo análogo, la temperatura del líquido sube de forma continua hasta alcanzar el punto de ebullición, donde una vez más permanece constante. En este punto, las moléculas absorben la energía equivalente al calor de vaporización para transformarse de líquido en gas.

La estructura y características de enlace especiales del agua, le confieren sus propiedades singulares. Como resultado de la formación de puentes de hidrógeno, las moléculas del agua en el hielo forman una estructura menos compacta que en el agua líquida. La expansión que sufre el agua al congelarse origina la erosión de las rocas y la formación de hielo en la superficie

de los lagos. Debido a un gran calor específico, se absorbe mucha energía para elevar la temperatura de una muestra de agua en unos cuantos grados; por el contrario, sin embargo, el agua desprende mucho calor cuando su temperatura baja algunos grados. Debido a su gran calor de vaporización, una muestra de agua consume mucha energía para evaporarse; es por ello que la transpiración es un medio muy eficaz para enfriar el cuerpo. Entre todos los líquidos y sólidos que hasta aquí se han considerado, el agua es única, y sus propiedades significan la diferencia entre la vida y la muerte.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Haz generalizaciones acerca del tipo de enlaces en gases, líquidos y sólidos con base en las propiedades físicas de las sustancias. [13.1]
2. Describe e identifica las fuerzas intramoleculares e intermoleculares. [13.2]
3. Describe las fuerzas dipolares, los puentes de hidrógeno y las fuerzas de dispersión. [13.2]
4. Describe las razones de las variaciones de viscosidad y tensión superficial. [13.3]
5. Describe el equilibrio dinámico, la evaporación y el punto de ebullición. [13.4]
6. Calcula los cambios de energía que ocurren durante los cambios de estado. [13.4, 13.6]
7. Describe los enlaces de los sólidos cristalinos y no cristalinos. [13.5]
8. Describe las diferentes partes de las curvas de calentamiento y enfriamiento. [13.7]
9. Enumera y explica las implicaciones de las singulares propiedades del agua. [13.8]

Términos clave

alótropos [13.5]
calor molar de fusión [13.6]
calor molar de vaporización [13.4]
condensación [13.4]
congelación [13.6]
curva de calentamiento [13.7]
destilación [13.4]
destilado [13.4]
dipolos [13.2]
equilibrio dinámico [13.4]
evaporación [13.4]
fuerzas de dispersión o de London [13.2]
fuerzas de van der Waals [13.2]
fuerzas interiónicas [13.2]
fuerzas intermoleculares [13.1, 13.2]
fuerzas intramoleculares [13.1, 13.2]
fusión [13.6]
humectación [13.3]
puente de hidrógeno [13.2]
punto de congelación [13.6]
punto de ebullición [13.4]
punto de ebullición normal [13.4]
punto de fusión [13.6]
red cristalina [13.5]
sólidos amorfos [13.5]
sólidos cristalinos [13.5]
sólidos de red covalente (macromoleculares) [13.5]
sólidos iónicos [13.5]
sólidos metálicos [13.5]
sólidos moleculares [13.5]
tensión superficial [13.3]
tensoactivos [13.3]
vapor sobrecalentado [13.7]
vaporización [13.4]
viscosidad [13.3]

Problemas

Generalizaciones referentes a gases, líquidos y sólidos

13.1 Con base en la teoría cinética, describe las diferencias entre las partículas de los líquidos y las de los sólidos. ¿En qué aspectos se asemejan los líquidos y los sólidos, y en cuáles difieren?

13.2 ¿Por qué son prácticamente incompresibles los líquidos y los sólidos?

13.3 Mediante cálculos con las leyes de los gases se puede establecer que 1 mol de moléculas de vapor de agua gaseosas a 1 atm y a 20°C ocupa 24.0 L. Supón que se llena con agua líquida un recipiente que tiene este volumen. Tomando la densidad del agua como 1.00 g/mL, y con base en otros datos concretos, calcula el número de moléculas que habrá en 24.0 L de agua líquida.

13.4 Con base en la información del problema anterior, establece la proporción de moléculas de agua gaseosa respecto a las de agua líquida en 24.0 L. Explica tu respuesta.

13.5 Con respecto a los halógenos, analiza el estado físico en términos de la masa molar.

13.6 Con respecto a las moléculas que tienen fuerzas intermoleculares similares a una temperatura determinada, describe la relación entre masa molar y estado físico.

13.7 Con base en la información que se proporciona, indica si la sustancia que se describe es iónica, covalente polar, covalente no polar o metálica.

a. Un líquido (un aceite vegetal) es miscible en hexano pero no en agua.

b. Un sólido (de un fertilizante) se disuelve en agua, y la solución conduce la electricidad.

13.8 Con base en la información que se proporciona, indica si la sustancia que se describe es iónica, covalente polar, covalente no polar o metálica.

a. Un líquido puro (metanol) es miscible en agua pero no en hexano.

b. Un sólido que funde a 150°C no se disuelve en agua, pero sí en hexano. El sólido no conduce la electricidad.

13.9 Con base en la información que se proporciona, indica si la sustancia que se describe es iónica, covalente polar, covalente no polar o metálica.

a. Un sólido que conduce la electricidad no se pudo fundir con un mechero Bunsen pero reaccionó con ácido sulfúrico.

b. Un sólido cristalino se disuelve en agua en proporción limitada pero no conduce la electricidad.

13.10 Con base en la información que se proporciona, indica si la sustancia que se describe es iónica, covalente polar, covalente no polar o metálica.

a. Un gas de olor irritante se disuelve en agua, pero la solución no conduce la electricidad.

b. Un líquido resultó ser inmiscible en agua e inflamable.

Fuerzas intermoleculares e interiónicas

13.11 Explica la diferencia entre las fuerzas *intermoleculares* y las *intramoleculares*.

13.12 Explica la diferencia entre las fuerzas *interiónicas* y las *intermoleculares*.

13.13 Menciona tres fuerzas intermoleculares además de las fuerzas interiónicas.

13.14 ¿Cuál es la relación entre las fuerzas de van der Waals y las fuerzas intermoleculares?

13.15 Clasifica los tipos de fuerzas presentes en los compuestos siguientes como fuerzas de London, fuerzas dipolares, puentes de hidrógeno o combinaciones de ellas.

a. Cl_2 b. HF c. CO d. NO_2

e. CH_3CH_2OH

13.16 Clasifica los tipos de fuerzas presentes en los compuestos siguientes como fuerzas de London, fuerzas dipolares, puentes de hidrógeno o combinaciones de ellas.

a. NH_3 b. PH_3 c. Br_2 d. SO_2

e. CH_3CH_2—O—CH_2H_3

13.17 Ordena las sustancias NH_3, HI, $NaNO_3$ e I_2 según la intensidad creciente de sus fuerzas intermoleculares e interiónicas (las más débiles en primer término). ¿Qué fuerzas están presentes en cada una?

13.18 Ordena las sustancias N_2, H_2O, NaCl y HCl según la intensidad creciente de sus fuerzas intermoleculares e interiónicas (las más débiles en primer término). ¿Qué fuerzas están presentes en cada una?

13.19 Compara las fuerzas de dispersión (de London) del F_2 y del Br_2.

13.20 Compara las fuerzas de dispersión (de London) del I_2 y del Cl_2.

13.21 El punto de ebullición de los compuestos CCl_4 y CF_4 es de 77°C y −129°C, respectivamente. Explica este hecho. (Ambas moléculas son no polares.)

13.22 El butano, $CH_3CH_2CH_2CH_3$, tiene un punto de ebullición (p. eb.) de 0.4°C, y el hexano, $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$, de 69°C. Explica este hecho.

13.23 En cuál o cuáles de los compuestos siguientes, en su caso, serían los puentes de hidrógeno una fuerza intermolecular importante

a. CH_3OH b. CH_3OCH_3 c. CH_3Cl

13.24 En cuál o cuáles de los compuestos siguientes, en su caso, serían los puentes de hidrógeno una fuerza intermolecular importante

a. CH_3CH_3 b. CH_3NH_2 c. H_2S

13.25 Clasifica los tipos de fuerzas presentes en los compuestos que siguen como fuerzas de London, fuerzas dipolares, puentes de hidrógeno o combinaciones de ellas.

a. ICl b. HF c. HBr d. I_2

13.26 Clasifica los tipos de fuerzas presentes en los compuestos que siguen como fuerzas de London, fuerzas dipolares, puentes de hidrógeno o combinaciones de ellas.

a. F_2 b. H_2O

c. $CH_3CH_2CH_2OH$ d. N_2O

Tensión superficial

13.27 Describe en términos de fuerzas intermoleculares la causa del fenómeno de la tensión superficial.

13.28 ¿Qué es un tensoactivo, y qué efecto tiene sobre la tensión superficial del agua?

13.29 ¿Por qué se forman "perlas" de agua sobre la cubierta del motor de un automóvil recién encerado? ¿Por qué no ocurre lo mismo sobre un automóvil sucio?

13.30 Describe por qué se puede llenar un vaso con agua, con mucho cuidado, por encima del borde.

Viscosidad

13.31 Describe los efectos del tamaño molecular y de la forma simétrica en la viscosidad.

13.32 ¿Qué es más viscoso, el aceite para motor o la gasolina? Describe el efecto de la temperatura en la viscosidad.

13.33 Explica por qué es más deseable en los inviernos muy fríos un aceite de menor viscosidad, como un SAE 10. ¿Por qué no conviene usar este aceite durante los veranos calurosos?

13.34 Sin conocer la composición química del aceite para motor del número SAE 10 o del número SAE 30, ¿cuál de los dos estará formado por moléculas más grandes?

Equilibrio dinámico y ebullición

13.35 Describe el equilibrio dinámico existente en una botella cerrada que contiene sólo una taza de agua.

13.36 La botella de agua del problema anterior se lleva de la mesa de la cocina al refrigerador, donde se deja varias horas. ¿Se modifica el equilibrio dinámico? En caso afirmativo, ¿cómo se modifica? En caso negativo, ¿por qué?

13.37 Proporciona una definición clara del punto de ebullición.

13.38 Describe el efecto de la presión atmosférica en el punto de ebullición.

13.39 A gran altitud se necesita más tiempo para cocer las papas en agua hirviente, pero el tiempo necesario para freírlas no cambia. Explica por qué.

13.40 Explica por qué se pueden cocinar alimentos en agua en una olla de presión más pronto que si se hierven en agua en un recipiente abierto.

13.41 El punto de ebullición normal de una sustancia depende de la masa molecular *y* del tipo de atracciones intermoleculares. Ordena los compuestos siguientes en orden de punto de ebullición creciente.

a. H_2O b. CO c. O_2

13.42 El punto de ebullición normal de una sustancia depende de la masa molecular *y* del tipo de atracciones intermoleculares. Ordena los compuestos siguientes en orden de punto de ebullición creciente.

a. H_2Se b. H_2S c. H_2Te

13.43 Con base en la estructura molecular y en las fuerzas intermoleculares, ¿cuál de los compuestos siguientes tendría un punto de ebullición más alto: alcohol etílico, CH_3CH_2OH, o fluoruro de etilo, CH_3CH_2F? (Sus masas molares son similares.)

13.44 Con base en las fuerzas intermoleculares, explica por qué el agua (18.0 g/mol) es un líquido a temperatura ambiente, en tanto que el amoniaco (17.0 g/mol) es un gas, es decir, su punto de ebullición está por debajo de la temperatura ambiente.

13.45 Se hierven papas en un recipiente con agua. ¿Se cocerán más pronto las papas si se aumenta el calor de la estufa, o sería esto un desperdicio de energía?

13.46 Explica por qué toma más tiempo preparar un huevo cocido a una altitud mayor.

13.47 ¿Por qué hierve el agua a 94°C en Boulder, Colorado, donde la elevación es de 1600 metros sobre el nivel del mar?

13.48 ¿Por qué hierve el agua a 85°C en el pico de Pike, Colorado, si en San Diego, California, hierve a 100°C?

Destilación

13.49 Una estudiante destila una mezcla de agua y alcohol etílico. Se recogieron varios mililitros de destilado a 79°C antes que la temperatura comenzara a subir lentamente para estabilizarse finalmente en 99°C. La estudiante devolvió el termómetro al profesor y le pidió uno nuevo diciéndole que el termómetro no servía, pues se atascó en dos temperaturas diferentes. ¿Qué recomendarías al profesor hacer en este caso?

13.50 Al destilar una mezcla de alcohol etílico y agua, ¿qué parte del destilado (la inicial, la media o la final) tendrá el mayor contenido de alcohol?

Calor de vaporización

13.51 El calor de vaporización del amoniaco, NH_3, es de 1368 J/g. ¿Cuál es el calor molar de vaporización del amoniaco en kilojoules por mol?

13.52 El calor de vaporización del bromo, Br_2, es de 188 J/g. ¿Cuál es el calor molar de vaporización del bromo en kilojoules por mol?

13.53 La acetona, un ingrediente del removedor de esmalte de uñas, es muy volátil. El calor molar de vaporización de la acetona, C_3H_6O, es de 7.23 kcal/mol. ¿Cuánto calor (en kilocalorías) se absorbe cuando se evaporan 7.50 g de acetona?

13.54 El calor molar de vaporización del ácido acético, CH_3COOH (presente en el vinagre), es de 5.81 kcal/mol. ¿Cuánto calor se necesita para vaporizar 6.75 g de ácido acético?

Sólidos

13.55 Compara los enlaces del diamante con los del grafito. ¿Se trata de sólidos cristalinos o de sólidos amorfos? ¿En qué se asemejan estos materiales?

13.56 Compara los enlaces del carbón vegetal con los del diamante ¿En qué se asemejan estos materiales, y en qué difieren?

13.57 ¿Qué tienen en común el grafito y los nanotubos?

13.58 ¿Qué tienen en común las buckybolas y los nanotubos?

13.59 Compara los tipos de enlaces presentes en las moléculas de S_8 y en el grafito.

13.60 Describe el tipo de enlaces presentes en la arena, SiO_2, la cual no funde a altas temperaturas, no conduce una corriente eléctrica y no se disuelve en agua ni en hexano, además de que no es reactiva.

13.61 La aspirina (ácido acetilsalicílico) tiene un punto de fusión (p.f.) de 135°C. Es moderadamente soluble en alcohol etílico y disolventes no polares. Clasifica el tipo de enlaces de la aspirina.

13.62 Los cristales de yodo, I_2, se disuelven en alcohol etílico y forman una solución que se conoce como "tintura de yodo". Hasta hace algunos años era común el uso de esta solución como desinfectante. Cuando se calientan cristales de yodo puro, al parecer éstos no funden, sino que pasan directamente del estado sólido al gaseoso; es decir, subliman. ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares están presentes en el yodo sólido?

Cambios de energía (consulta los datos de las tablas 13.3, 13.5 y 13.6)

13.63 ¿Se absorbe o se libera energía durante la fusión? ¿Y durante el congelamiento? ¿Cuál es la relación entre estos dos procesos?

13.64 ¿Se absorbe o se libera energía durante la condensación? ¿Y durante la vaporización? ¿Cuál es la relación entre estos dos procesos?

13.65 El calor de fusión del agua es de 80. cal/g. ¿Cuánto calor (en kilocalorías) se necesita para fundir un bloque de hielo de 15.0 kg?

13.66 ¿Cuánto calor (en kilocalorías) es necesario extraer de 15.0 kg de agua en su punto de congelación para convertirla en hielo?

13.67 ¿Cuánta energía (en kilojoules) se necesita para transformar 75.0 g de hielo a −5°C en vapor de agua a 100°C?

13.68 ¿Cuánta energía (en kilojoules) se desprende cuando 50.0 g de agua en forma de vapor a 100°C se convierten en hielo a −10°C?

13.69 Para obtener agua durante el invierno, un ave come todos los días, digamos, 5.00 g de nieve a 0°C. ¿Cuántas kilocalorías (se trata de las Calorías alimenticias, con "C" mayúscula) de energía se necesitan para derretir esta nieve y calentar el líquido hasta la temperatura corporal del ave a 40°C?

13.70 Una persona que se ha perdido en una tormenta de nieve decide comer nieve para obtener agua. ¿Cuántas kilocalorías (Calorías alimenticias) adicionales tendrá que ingerir diariamente esta persona para calentar 1500 g de nieve de −10°C a la temperatura corporal de 37°C?

Agua: un compuesto fuera de lo común

13.71 ¿Qué tiene de extraordinario la densidad del agua en forma sólida y como líquido?

13.72 Describe algunas implicaciones importantes de la densidad del hielo y del agua líquida.

13.73 Describe algunas implicaciones importantes del calor específico del agua.

13.74 ¿Cómo enfría el cuerpo la transpiración? ¿Por qué es esto importante?

13.75 ¿Cómo es posible que el agua disuelva un compuesto iónico, si la atracción entre un solo dipolo de agua y un ion es menor que la atracción entre dos iones?

13.76 Describe el proceso por el que el agua disuelve un sólido iónico.

Estudiantes en acción

De gas a líquido, aunque tenga frío

Decimos que una sustancia es sólida, líquida o gaseosa a temperatura y a presión normal, es decir, a 25°C y a 1 atm de presión. ¿Pero qué pasa si cambiamos alguna de estas condiciones? Lleva a cabo la siguiente actividad para experimentarlo.

Materiales y reactivos

- 1 tanque de nitrógeno presurizado (temperatura de ebullición −196.6°C) de 20 litros o menos.
- Agua destilada (punto de fusión 0°C)
- Propanona (punto de fusión −94.9°C)
- Guantes de neopreno
- 2 tubos de ensayo
- Globo
- 1 pinzas para tubo de ensayo
- 1 vidrio de reloj
- Recipiente de poliestireno (unicel)

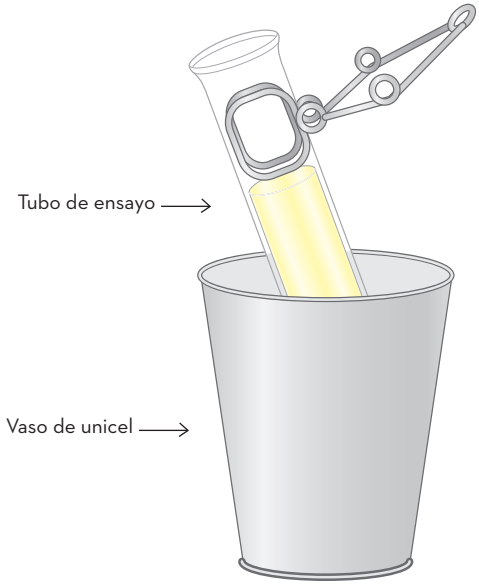
Procedimiento

1. Colócate unos guantes de neopreno para esta actividad. Saca con mucho cuidado un poco de nitrógeno líquido y viértelo en un recipiente de poliestireno (unicel) en forma de vaso.
2. En un tubo de ensayo vierte 1 o 2 mL de propanona (acetona) e introdúcela en el vaso durante 3 min. Escribe tus observaciones.

_____

_____

3. En un tubo de ensayo, coloca 1 o 2 mL de agua destilada e introdúcelo en el vaso durante 3 min. Escribe tus observaciones.



4. Infla el globo hasta que tenga un diámetro de aproximadamente 25 cm y hazle un nudo para que no se escape el gas. Coloca el globo sobre un vidrio de reloj y, con mucho cuidado, vierte sobre él nitrógeno líquido. Escribe tus observaciones.

Análisis de resultados

1. En los ensayos en los que se trabajó con agua y con acetona, ¿hubo cambios de estado? Si es así, explica qué les pasó a sus moléculas.

2. ¿Qué gases provenientes de tu aliento se introdujeron en el globo?

3. ¿Qué le pasó a los gases que contenía el globo?

4. Al verter el nitrógeno líquido al vaso de unicel ¿por qué se observa que "humea"?

5. ¿Los cambios que observaste son reversibles? Explica por qué.

capítulo

14

Soluciones

CONTENIDO

14.1 ¿Qué es una solución?

14.2 Terminología de solubilidad

14.3 Solubilidad de los compuestos iónicos

14.4 Solubilidad de los compuestos covalentes

14.5 Equilibrios de solubilidad

14.6 Efectos de la presión y la temperatura en la solubilidad

14.7 Expresiones de la concentración de las soluciones

14.8 Propiedades coligativas de las soluciones

14.9 Coloides

14.10 Ósmosis y diálisis (opcional)

Conexión con el mundo real
Hay soluciones por todas partes:
- Agua de mar y agua de la llave
- Bebidas y blanqueador
- Jarabes para la tos y colonias
- Aerosoles para la garganta y la nariz

Rompiente de una ola. Los océanos, ríos y lagos son complejas soluciones de minerales y nutrimentos disueltos en agua, el disolvente más común en la Tierra.

Hay soluciones de gases, líquidos y sólidos casi en cualquier parte. El aire es una solución de gases. El agua que bebes no es H_2O pura; es una solución que contiene iones calcio, iones magnesio y trazas de muchos otros iones. La evaporación del agua de la llave deja depósitos blancos de sustancias que estaban disueltas en el agua, es decir, que estaban en solución. Una muestra incolora de agua de mar es una solución rica en iones cloruro, Cl^-, iones sodio, Na^+, iones sulfato, SO_4^{2-}, iones magnesio, Mg^{2+}, y muchos otros. El agua tiene la capacidad de disolver muchas sustanciasp araf ormars oluciones.

Son muchos los productos comerciales que se venden en forma de soluciones. Por ejemplo, bebidas gaseosas y otras bebidas embotelladas, enjuagues bucales, jarabe para la tos, colonias, aerosoles para la garganta y la nariz, vinagre, saborizantes, blanqueador líquido, insecticidas, limpiadores de vidrios y otras soluciones para la limpieza doméstica, y muchos otros productos químicos industriales y para el hogar (Fig. 14.1). Muchos procesos vitales se llevan a cabo en solución y en las interfaces entre soluciones y membranas. Las soluciones son fundamentales para todas las formas de vida.

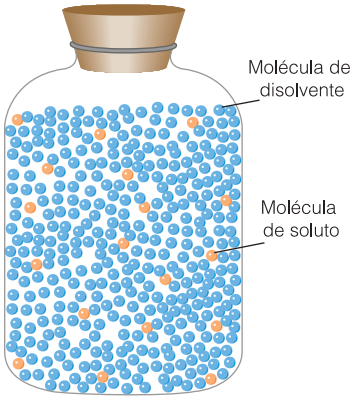
Figura 14.1 Algunos productos comerciales comunes que se venden como soluciones son los enjuagues bucales, los blanqueadores, los limpiadores de vidrios, las fragancias, los limpiadores de lentes de contacto y muchos otros más.

En este capítulo estudiaremos diversos tipos de soluciones y varias formas de indicar la cantidad de sustancia disuelta en una cantidad determinada de solución, es decir, la concentración de la solución. Para comprender este capítulo es necesario estar familiarizado con las fuerzas intermoleculares (Capítulo 13), las sustancias homogéneas y heterogéneas (Capítulo 2) y las cantidades químicas (Capítulo 9). Repasa estos temas cuando sean ecesario.

14.1 ¿Qué es una solución?

Coloca una cucharadita de azúcar en un vaso de agua, y agita hasta que ya no veas los cristales de azúcar. Con una pajilla, prueba el agua endulzada arriba, en el fondo y cerca de los lados del vaso. Si el azúcar se ha *disuelto* en su totalidad, el grado de dulzura es el mismo en todas partes, pues se trata de una **mezcla homogénea** (Sección 2.4). Podrías agregar más azúcar para endulzar más el agua, o bien emplear menos para hacerla menos dulce. Más tarde podrías evaporar o hervir el agua y recuperar el azúcar, ésta y el agua no reaccionan químicamente; el azúcar se *disuelve* en el agua.

Figura 14.2 En una solución, las moléculas de soluto (como el azúcar) se encuentran distribuidas al azar entre las moléculas del disolvente (que suele ser agua).



Cuando el azúcar se ha **disuelto** en el agua, la mezcla recibe el nombre de solución. Una **solución** se define como una mezcla íntima y homogénea de dos o más sustancias. Estas sustancias pueden hallarse en forma de átomos (como el cobre y el zinc que forman el latón), iones (como el cloruro de sodio disuelto en agua) o moléculas (como el azúcar de mesa disuelta en agua). En las soluciones verdaderas, la mezcla es íntima hasta el nivel de los átomos, iones y moléculas individuales. Por ejemplo, en una solución de sal o de azúcar en agua no hay masas de cristales flotando por ahí, sino iones individuales de sal y moléculas de azúcar distribuidos al azar entre las moléculas de agua. En una escala mucho mayor, se puede visualizar una solución como canicas de un color distribuidas al azar entre canicas de otro color (Fig. 14.2).

Los componentes de una solución reciben nombres especiales. La sustancia que se disuelve (o la que está en menor cantidad) se llama **soluto**. El componente cuyo estado físico se conserva (o la sustancia presente en mayor cantidad) es el **disolvente**. El agua es, sin duda, el disolvente más conocido. Su estado físico se conserva cuando disuelve sustancias comunes como el azúcar de mesa (sacarosa), sal común (NaCl) y alcohol etílico (etanol). Pero existen muchos otros disolventes. La gasolina y el líquido para encender carbón disuelven la grasa. Ciertos medicamentos se disuelven en etanol. El hexano

y el tolueno son disolventes que se emplean en el pegamento para caucho y en los marcadores de tinta permanente.

Los disolventes y las soluciones que se forman no siempre son líquidos, como lo demuestran los ejemplos de la tabla 14.1. El aire es una solución gaseosa de oxígeno, argón, vapor de agua y otros gases en nitrógeno gaseoso. El acero es una solución de un sólido disuelto en otro; contiene carbono (el soluto) disuelto en hierro (el disolvente). El latón, los metales de acuñación y casi todas las demás aleaciones son soluciones. La amalgama dental es una solución fuera de lo común; el soluto (mercurio) es líquido y el disolvente (plata) es sólido. Hay muchos tipos de soluciones, pero en este capítulo nos ocuparemos principalmente de las **soluciones acuosas**, esto es, aquéllas en las que el disolvente es agua.

Las **aleaciones** se preparan mezclando dos o más metales, o un metal con un no metal, en estado de fusión. Por ejemplo, el oro de 14 quilates y el de 18 quilates contienen diferentes porcentajes de oro, plata y cobre (véase la tabla 2.4).

EJEMPLO 14.1 Solutos y disolventes

En las soluciones siguientes, ¿cuál sustancia es el disolvente?

(a) 2 onzas de aceite y 2 galones de gasolina

(b) dióxido de carbono y agua (en el agua carbonatada)

(c) 70 mL de alcohol isopropílico y 30 mL de agua (en el alcohol para fricciones corporales)

(d) 25% de Ni y 75% de Cu (en el níquel de acuñación)

SOLUCIÓN

(a) La gasolina es el disolvente; hay más de ella en la solución.

(b) El agua es el disolvente; está presente en mayor cantidad y conserva su estado físico.

(c) El alcohol isopropílico es el disolvente; está presente en mayor cantidad.

(d) El cobre es el disolvente en el níquel de acuñación, pues contiene 75% de Cu.

EJERCICIO 14.1

Cita un ejemplo de solución en la que

(a) el disolvente sea un líquido y el soluto sea un gas.

(b) el disolvente sea un líquido y el soluto sea un líquido.

(c) el disolvente sea un líquido y el soluto sea un sólido.

Tabla 14.1 Tipos de soluciones

Soluto	Disolvente	Solución	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire (O_2 en N_2)
Gas	Líquido	Líquido	Bebidas carbonatadas (CO_2 en H_2O) Alberca (Cl_2 en H_2O)
Líquido	Líquido	Líquido	Vodka (etanol en H_2O) Vinagre (ácido acético en H_2O)
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgama dental para empastes (mercurio líquido en plata sólida)
Sólido	Líquido	Líquido	Salina (NaCl en H_2O) Azúcar en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Oro de 14 quilates (Ag en Au) Acero (carbono en hierro)

14.2 Terminología de solubilidad

Se dice que el azúcar común es *soluble* en agua. ¿Qué significa esto en realidad? ¿Se puede disolver una cucharadita de azúcar en un vaso de agua? ¿Y si se tratase de disolver 10 o 100 cucharaditas de azúcar? La experiencia ordinaria nos dice que existe un límite en cuanto a la cantidad de azúcar que se puede disolver en una cantidad determinada de agua. Con todo, resulta conveniente afirmar que el azúcar es **soluble** en agua, es decir que se disuelve una cantidad apreciable de azúcar. A veces se emplean otros términos como "moderadamente soluble" y "ligeramente soluble" o "poco soluble" para indicare lg radod es olubilidad.

Conexión con el aprendizaje
Es conveniente repasar las reglas de solubilidad que presenta la tabla 10.2 (Sección 10.10).

La terminología empleada en el párrafo anterior es útil, mas no precisa. En la terminología científica, la **solubilidad** de una sustancia es una medida de cuánto soluto se disuelve en una cantidad determinada de disolvente a una temperatura específica. Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio, NaCl, es de 36 g por cada 100. g de agua a 20.°C.

Si dos líquidos se disuelven el uno en el otro, se dice que son **miscibles**. Si no se disuelven el uno en el otro al mezclarlos, entonces son **inmiscibles**. Algunas sustancias son miscibles en cualquier proporción que se mezclen; el agua y el etanol (alcohol etílico) son ejemplos muy conocidos. Se dice que las sustancias de este tipo son *totalmente* miscibles. En el caso de la mayor parte de los líquidos, sin embargo, existe un límite en cuanto a la cantidad de uno que se disuelve en otro. Estos líquidos son *parcialmente* miscibles.

Conexión con el aprendizaje
Piensa en ejemplos que pertenezcan a las categorías aquí descritas.

Cuando una sustancia no parece disolverse en un disolvente, se dice que es **insoluble**. Si colocas un clavo de hierro en un vaso de agua, no hay cambio aparente. Se dice que el hierro es *insoluble* en agua. Sin embargo, incluso la insolubilidad es relativa. Si contásemos con un instrumento lo suficientemente sensible, encontraríamos que algo de hierro se disolvió. La cantidad podría considerarse insignificante, y éste es el sentido en el que se emplea el término *insoluble*. Así pues, términos tales como soluble e insolubles onú tiles,p eros onp ocop recisosy d ebene mplearsec onc uidado.

Considera los términos "grande" y "pequeño". Se trata de términos relativos que nos permiten hacer comparaciones burdas. De forma análoga, los términos *concentrado* y *diluido* son poco precisos, aunque útiles, pues nos permiten expresar de un modo general la cantidad relativa de soluto presente en una solución. Una **solución concentrada** es aquélla que contiene una cantidad relativamente grande del soluto. Una **solución diluida** contiene una cantidad relativamente pequeña del soluto. Los términos concentrado y diluido se emplean de modo más cuantitativo cuando se trata de soluciones de ácidos y bases. Estos significados se especificarán en el capítulo 16.

EJEMPLO 14.2 Terminología de solubilidad

La tubería de cobre de una casa fue unida con soldadura (67% de Pb y 33% de Sn). Se afirma que la soldadura es insoluble en agua, pero un análisis químico indicó que el agua que permanece en los tubos de un día para otro recoge 5 partes por billón de Pb. Relaciona esta información con la afirmación de que el término "insoluble" es poco preciso.

SOLUCIÓN El plomo parece ser insoluble en agua, pero trazas de él se disuelven en agua si se deja en contacto durante largo tiempo, como lo demuestra el análisis químico. (¿Sobrepasa el Pb de esta muestra el límite federal de 0.015 mg/L? Véase el ejemplo 14.11.)

Véanse los problemas 14.1-14.10.

EJERCICIO 14.2

Cita un ejemplo común de cada caso.

(a) Dos líquidos miscibles, además de la gasolina y el aceite para motor.

(b) Dos líquidos inmiscibles, además del aceite y el agua.

14.3 Solubilidad de los compuestos iónicos

La singular estructura del agua no sólo da origen a fuerzas relativamente intensas entre sus moléculas, sino que además le permite disolver compuestos iónicos, como se describió en la sección 13.8. En el capítulo 13 también se describieron diversas fuerzas intermoleculares que existen entre las partículas idénticas de los líquidos puros. Ahora se examinarán las atracciones entre las partículas de soluto y las del disolvente. La solubilidad de un soluto en particular depende de las atracciones relativas entre las partículas de las sustancias puras y las partículas de la solución (Fig. 14.3).

En la sección 10.10 se expusieron las reglas de solubilidad de los compuestos iónicos. Casi todos los compuestos de metales alcalinos y casi todos los que contienen el ion nitrato o el ion amonio son solubles en agua. ¿Por qué se disuelven en agua estos compuestos? Al final del capítulo anterior (Sec. 13.8) se describió lo que ocurre en el nivel molecular cuando el agua disuelve una sal como el cloruro de sodio.

Fundamentalmente, son tres las situaciones que deben ocurrir para que una sal sea parte de una solución.

Reflexiona detenidamente paso a paso

1. Se deben vencer las fuerzas que mantienen unidos los iones de la sal.
2. Se deben vencer las fuerzas de atracción entre al menos algunas de las moléculas de agua.
3. Las moléculas de soluto y de disolvente deben atraerse mutuamente e interactuar.

El proceso por el cual las moléculas de agua rodean los iones de soluto se llama **hidratación**. (Se emplea el término más general de **solvatación** cuando un soluto es disuelto por un líquido distinto del agua.) Para que haya hidratación, la energía liberada por la interacción del soluto con el disolvente debe ser mayor que la suma de la energía necesaria para vencer las fuerzas que mantienen unidos los iones en la red cristalina y lae nergíaq ues er equierep aras eparl asm oléculasd ed isolvente.

Si las fuerzas que mantienen unidos a los iones son grandes, la hidratación de los iones no las vence. Muchos sólidos cuyos iones tienen cargas dobles o triples son prácticamente insolubles en agua. Algunos ejemplos de ello son el carbonato de calcio, con

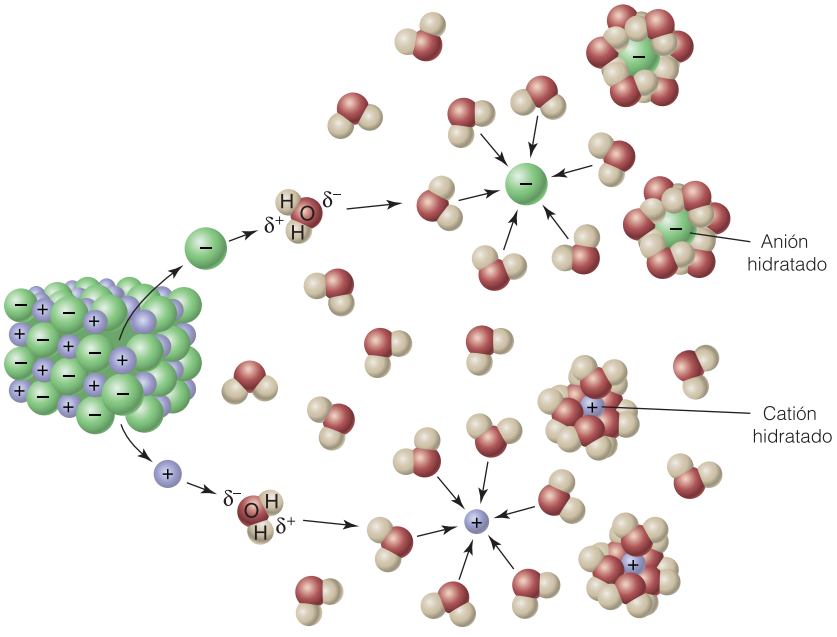


Figura 14.3 Cuando el cloruro de sodio, o cualquier otro compuesto iónico, se disuelve en agua, cada ion se separa totalmente del cristal sólido y se hidrata (queda rodeado de moléculas de agua). Advierte la diferencia de orientación de las moléculas de agua que rodean los iones hidratados.

iones Ca^{2+} y CO_3^{2-}, el fosfato de aluminio, con iones Al^{3+} y PO_4^{3-}, y el sulfato de bario, con iones Ba^{2+} y SO_4^{2-}. Las grandes fuerzas electrostáticas entre los iones mantienen unidas las partículas pese a la atracción que ejercen las moléculas polares de agua.

La solubilidad de varios compuestos iónicos se resume en la tabla 14.2. Utiliza esta tabla (o las reglas de solubilidad de la tabla 10.2) y la información proporcionada en estas ecciónp arar esponderp reguntasr eferentesa l as olubilidad.

EJEMPLO 14.3 Solubilidad de los compuestos iónicos

Indica el grado de solubilidad en agua de estos compuestos con base en las categorías siguientes:s oluble,p arcialmentes oluble,i nsolubley s ed escompone.

(a) nitratod ea monio(see mpleae nf ertilizantes)

(b) hidróxidod em agnesio(see mpleae nl a“ leched em agnesia”)

(c) sulfato de calcio (se emplea en la escayola y en los muros de mampostería sin mortero)

(d) carbonatod ec alcio(presentee nl ap iedrac alizay e lm ármol)

SOLUCIÓN Consulta la tabla 14.2 y la información que se resumió en la sección 14.3.

(a) El NH_4NO_3 es soluble en agua.

(b) El $Mg(OH)_2$ es insoluble en agua.

(c) ElC aSO_4 es parcialmentes oluble en agua.

(d) ElC aCO_3 es insoluble en agua. (Sin embargo, reacciona con los ácidos.)

EJERCICIO 14.3

(a) Con base en la terminología aquí expuesta, describe lo que ocurre cuando se disuelve sal común en agua.

(b) Con base en el modelo de hidratación aquí descrito, explica por qué el ZnS es insolublee na gua.

Tabla 14.2 Solubilidad de los compuestos iónicos sólidos en agua pura*

	NO_3^-	CH_3COO^-	Cl^-	SO_4^{2-}	OH^-	S^{2-}	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}
NH^{4+}	S	S	S	S	N	S	S	S
Na^+	S	S	S	S	S	S	S	S
K^+	S	S	S	S	S	S	S	S
Ba^{2+}	S	S	S	I	S	D	I	I
Ca^{2+}	S	S	S	P	P	P, D	I	I
Mg^{2+}	S	S	S	S	I	D	I	I
Cu^{2+}	S	S	S	S	I	I	I	I
Fe^{2+}	S	S	S	S	I	I	I	I
Fe^{3+}	S	N	S	P	I	D	N	I
Zn^{2+}	S	S	S	S	I	I	I	I
Pb^{2+}	S	S	P	I	I	I	I	I
Ag^+	S	P	I	I	N	I	I	I
Hg_2^{2+}	S, D	P	I	I	N	I	I	I
Hg^{2+}	S	S	S	D	N	I	N	I

*S: soluble en agua; P: parcialmente soluble en agua; I: insoluble en agua; D: se descompone; N: no existe como sólido iónico.

14.4 Solubilidad de los compuestos covalentes

Una antigua pero útil regla afirma que

Los imilard isuelvea l os imilar.

Esto significa que los solutos no polares (o muy poco polares) se disuelven mejor en disolventes no polares, y que los solutos muy polares se disuelven mejor en disolventes polares como el agua. Esta regla funciona bien con respecto a las sustancias no polares. Las grasas y aceites (que son no polares o poco polares) no se disuelven en agua, que es polar (Fig. 14.4), pero sí en disolventes no polares como el hexano, C_6H_{14}, y otros hidrocarburos. Por lo general, las fuerzas que mantienen la integridad de las moléculas no polares son débiles; en cambio, las fuerzas de atracción entre las moléculas polares de agua son muy intensas.

La regla de que lo similar disuelve a lo similar no es tan útil en el caso de las sustancias polares y, en particular, de las soluciones acuosas. La solubilidad en agua de moléculas como la del azúcar común depende de la formación de puentes de hidrógeno entre el agua y el soluto. Así, por lo regular las moléculas que contienen una proporción elevada de átomos de nitrógeno o de oxígeno se disuelven en agua, porque son éstos los elementos que forman puentes de hidrógeno. Dos ejemplos son el metanol, CH_3OH (alcohol metílico), que es totalmente miscible con agua, y la metilamina, CH_3NH_2, que es también muy soluble en agua. La Fig. 14.5 presenta la estructura de estas moléculas (y de otras que se mencionan en esta sección) y muestra cómo interactúan con el agua formando *puentes deh idrógeno*.

Conexión con el aprendizaje
El concepto del puente de hidrógeno se presentó en la sección 8.14 y se estudió detenidamente en la sección 13.2.

Muchas moléculas solubles en agua tienen un átomo de hidrógeno unido a uno de oxígeno o de nitrógeno. Estos enlaces polares O—H y N—H participan en la formación de puentes de hidrógeno con moléculas de agua (Fig. 14.5). Los puentes de hidrógeno sei ndicane ne ld ibujom ediantel íneasp unteadas.

Cada átomo de nitrógeno o de oxígeno de una molécula de soluto puede ayudar a disolver aproximadamente cuatro átomos de carbono unidos a él. Por ejemplo, los alcoholes (compuestos que contienen el grupo —OH unido de forma covalente a átomos de carbono) que tienen tres o menos átomos de carbono son totalmente miscibles con agua. El alcohol butílico, con 4 átomos de carbono, es sólo parcialmente soluble, pero el alcohol laurílico, con 12 átomos de carbono y un solo grupo —OH, es prácticamente insoluble. Ciertas moléculas bastante complejas son solubles en agua si contienen varios grupos —OH. Por ejemplo, la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, es muy soluble en agua; tiene seis grupos —OH que forman puentes de hidrógeno con el agua.

En general, la formación de puentes de hidrógeno es más importante que la polaridad para determinar la solubilidad en agua de una sustancia molecular. El cloruro de

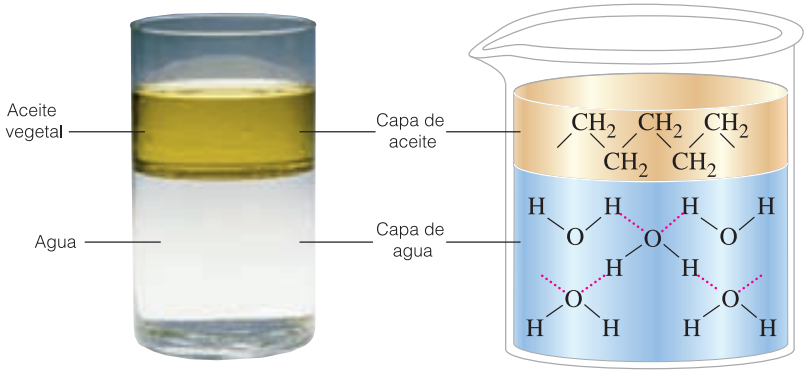
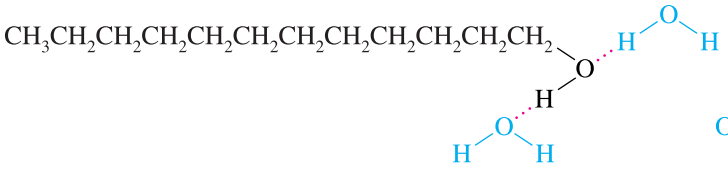
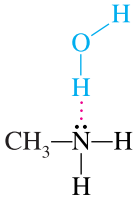


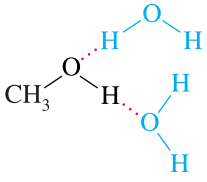
Figura 14.4 El aceite flota en el agua. Los dos líquidos son inmiscibles porque el aceite tiene moléculas no polares grandes que no son atraídas hacia las moléculas polares de agua con tanta intensidad como éstas se atraen unas a otras. En estos líquidos las polaridades no son similares.



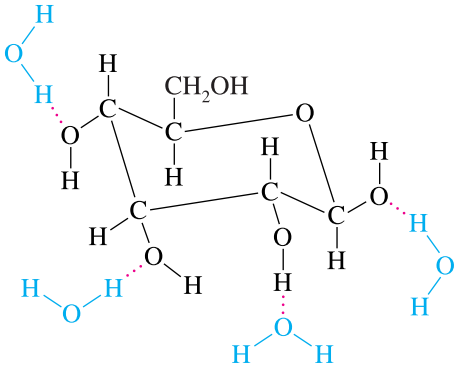
Alcohol laurílico (prácticamente insoluble en agua)



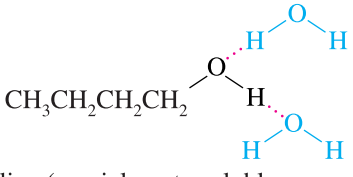
Metilamina (soluble en agua)



Metanol (soluble en agua)



Glucosa (soluble en agua)



Alcohol butílico (parcialmente soluble en agua)

Figura 14.5 El agua forma puentes de hidrógeno con moléculas que contienen átomos de nitrógeno o de oxígeno. Por lo regular, las moléculas con no más de cuatro átomos de carbono por cada átomo de nitrógeno o de oxígeno son solubles en agua.

metilo, CH_3Cl, y el metanol, CH_3OH (alcohol metílico), tienen aproximadamente la misma polaridad; sin embargo, el cloruro de metilo es prácticamente insoluble en agua, en tanto que el metanol es totalmente miscible con ella. El cloruro de metilo no forma puentes de hidrógeno, pero el metanol sí. Algunos compuestos polares, como el cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl(g), se disuelven en agua porque reaccionan formando iones. Se examinarán con más detenimiento las reacciones de este tipo en el capítulo 16, al estudiar losá cidos.

EJEMPLO 14.4 Solubilidad de los compuestos covalentes

¿Cuáles de los siguientes compuestos no se espera que sean solubles en agua? Glucosa, $C_6H_{12}O_6$; cloruro de metilo, CH_3Cl; metilamina, CH_3NH_2; hexano, $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$.

SOLUCIÓN El cloruro de metilo y el hexano son prácticamente insolubles en agua, pues no forman puentes de hidrógeno con ella. La glucosa y la metilamina son solubles en agua.

Véanse los problemas 14.11-14.26.

EJERCICIO 14.4

(a) Explica por qué la glucosa, con una masa molar de 180 g/mol, es muy soluble en agua, pero el alcohol butílico, con una masa molar de 74 g/mol, es sólo parcialmente soluble en agua.

(b) La solubilidad en agua del cloruro de metilo, CH_3Cl, es muy pequeña; en cambio, el alcohol metílico, CH_3OH, de polaridad similar, es soluble en agua. Explica este hecho.

14.5 Equilibrios de solubilidad

En el caso de la mayor parte de las sustancias existe un límite en cuanto a la cantidad que se disuelve en un volumen dado de disolvente. Este límite varía según la naturaleza del soluto y del disolvente. La solubilidad de los sólidos en los líquidos también cambia con la temperatura. En general, aunque no siempre, la solubilidad aumenta con la temperatura.

Por ejemplo, la solubilidad en agua del carbonato de litio, Li_2CO_3, y del hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, disminuyen efectivamente al aumentar la temperatura.

Las solubilidades suelen expresarse en términos de gramos de soluto en 100. g de disolvente. Debido a que la solubilidad cambia con la temperatura, es necesario indicar la temperatura a la que se ha medido la solubilidad. Por ejemplo, 100. g de agua disuelven hasta 109 g de hidróxido de sodio a 20.°C, y hasta 145 g de NaOH a 50.°C. Según un sistema abreviado, la solubilidad del hidróxido de sodio se expresa como 109^{20} y 145^{50} (los 100. g de agua se sobreentienden).

No es necesario restringir los cálculos de solubilidad a cantidades de 100 g. A una temperatura específica, la cantidad de un soluto en particular que se disuelve es proporcional a la cantidad de disolvente empleada. La cantidad de un soluto que se disuelve en una cantidad específica de agua se obtiene multiplicando la cantidad de agua que se utiliza por un factor de conversión formado con base en la información de solubilidad. Por ejemplo, para conocer la cantidad de NaOH que se disuelve en 175 g de agua a 50.°C, parte de la cantidad de agua conocida y multiplícala por el factor de solubilidad apropiado.

$$175 \text{ g de agua} \times \frac{145 \text{ g de NaOH}}{100. \text{ g de agua}} = 254 \text{ g de NaOH que se disuelven}$$

Reflexiona detenidamente por pasos

La solubilidad del cloruro de sodio, NaCl, es de 36 g en 100. g de agua a 20.°C. ¿Qué ocurre si se colocan 40. g de NaCl en 100. g de agua a 20.°C?

- Al principio, muchos de los iones sodio, Na^+, y de los iones cloruro, Cl^-, dejan la superficie de los cristales y se desplazan al azar en el agua.
- Algunos iones regresan a la superficie de los cristales y forman nuevamente parte de la red cristalina. A medida que se disuelve más sal, también hay más iones que sed esplazanl ibrementey q uer ecristalizand el as olución.
- Finalmente, cuando se han disuelto 36 g de NaCl, el número de iones que dejan la superficie del cristal no disuelto es igual al número de iones que regresan. Se ha establecidou nac ondiciónd e *equilibriod inámico*.

Conexión con el aprendizaje
El equilibrio dinámico se definió en la sección 13.4.

En este punto, la cantidad *neta* de cloruro de sodio en solución permanece constante pese a que los iones van y vienen de la superficie de los cristales. La cantidad neta de cristales sin disolver también permanece constante. Puede ocurrir incluso que algunos cristales pequeños desaparezcan al mismo tiempo que otros crecen, pero la cantidad neta de sal no disuelta no cambia. La rapidez con la que los iones se disuelven es exactamente igual a la rapidez con la que cristalizan. El equilibrio dinámico de solubilidad se representa comos igue.

$$\text{Soluto} + \text{Disolvente} \underset{\text{cristalización}}{\overset{\text{disolución}}{\rightleftharpoons}} \text{Solución}$$

Se dice que una solución a una temperatura determinada que existe en equilibrio dinámico con soluto sin disolver está **saturada**. Cuando una solución contiene menos soluto que el límite de solubilidad, se trata de una solución **no saturada**. Una solución con 24 g de NaCl disueltos en 100. g de agua a 20.°C estará no saturada porque puede disolvero tros1 2g a e sat emperaturaa ntesd eq uedars aturada.

EJEMPLO 14.5 Cálculos de solubilidad

¿Cuántos gramos de NaCl se disuelven en 220. g de agua a 20.°C? La solubilidad del NaCl a 20.°C es de 36 g en 100. g de agua.

SOLUCIÓN Empieza con la cantidad de agua (el disolvente) que se utilizará y multiplícala por el factor de solubilidad.

$$220.\ \cancel{\text{g agua}} \times \frac{36\ \text{g de NaCl}}{100.\ \cancel{\text{g agua}}} = 79\ \text{g NaCl se disuelven}$$

Véanse problemas 14.27-14.32.

EJERCICIO 14.5

(a) ¿Cuántos gramos de NaCl se disuelven en 75 g de agua a 20°C?

(b) ¿Cuántos gramos de KCl se disuelven en 375 g de agua a 20.°C? La solubilidad del KCl a 20.°C es de 23.8 g de KCl en 100. g de agua.

14.6 Efectos de la presión y la temperatura en la solubilidad

Solubilidad de los sólidos en los líquidos

Una masa específica de un soluto sólido permanece en solución a una temperatura dada; es decir, se establece un equilibrio de solubilidad a cierta temperatura. La presión influye poco en la solubilidad de los sólidos en los líquidos porque los sólidos y los líquidos son prácticamente incompresibles. Sin embargo, si la temperatura cambia, se disolverá más soluto o bien precipitará de la solución hasta restablecer el equilibrio a la nueva temperatura.

La mayor parte de los compuestos sólidos son cada vez más solubles conforme se eleva la temperatura (véanse las curvas de solubilidad de la Fig. 14.6). A medida que la temperatura aumenta, el movimiento de las partículas también se intensifica y aumenta el número de iones que se desprenden de la red cristalina y quedan en libertad para entrar en solución. Asimismo, es más difícil que el cristal capture de nuevo los iones que regresan a su superficie porque se desplazan con más rapidez. Existen pocas excepciones a esta regla general de mayor solubilidad a temperaturas más altas; estudia las curvas del NaCl y del Na_2SO_4 en la figura 14.6.

Si se enfría una solución de nitrato de plomo(II), en equilibrio con un exceso de nitrato de plomo(II) sólido, precipita más soluto hasta que es establece de nuevo el equilibrio a la temperatura más baja. Por ejemplo, 100. g de agua disuelven 120. g de nitrato

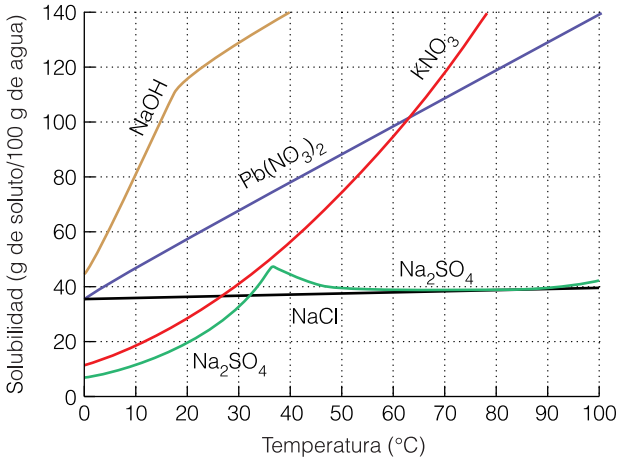


Figura 14.6 Efecto de la temperatura en la solubilidad de varios sólidos iónicos en agua.

Figura 14.7 La adición de un cristal como semilla induce la rápida cristalización del exceso de soluto de una solución sobresaturada.

de plomo, $Pb(NO_3)_2$, a 90.°C. Si la solución se enfría a 20.°C, la solución en equilibrio no puede contener más que 54 g de $Pb(NO_3)_2$, por lo que los 66 g en exceso precipitan y se suman a la cantidad de soluto sin disolver.

Considera ahora lo que ocurrirá si se comienza a enfriar una solución saturada de nitrato de plomo(II) *sin* que haya un exceso de soluto presente. ¿Precipitaría el $Pb(NO_3)_2$ de la solución? Es posible. Pero también podría no precipitar. No existe un equilibrio, pues no hay cristales presentes que puedan capturar los iones que se desplazan libremente. Se podría enfriar la solución a 20°C sin que haya precipitación. Se dice que una solución en estas condiciones, con un exceso de soluto respecto a la cantidad que podría contener *si* estuviese en equilibrio, está **sobresaturada**. Este sistema no es estable porque no se encuentra en equilibrio. Puede precipitar soluto al agitar la solución o al frotar el interior del recipiente con una varilla de vidrio. Esto no es un acto de magia; frotar las paredes del recipiente facilita la formación de pequeños cristales. También la adición de un cristal "semilla" de soluto (Fig. 14.7) casi siempre provoca la precipitación de todo el soluto en exceso. El equilibrio se suele establecer con bastante rapidez cuando hay un cristal al que pueden adherirse los iones.

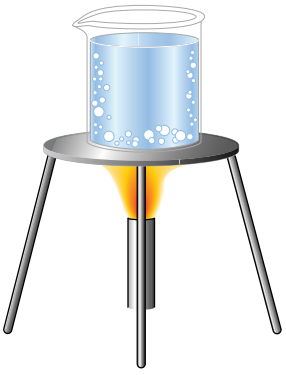
Se encuentran soluciones sobresaturadas en la naturaleza. La miel es un ejemplo, en el que el soluto es azúcar. Si se deja la miel en reposo, el azúcar cristaliza, y se dice, de forma poco científica, que la miel se ha "azucarado". Ciertos alimentos preparados, como las jaleas, también contienen soluciones sobresaturadas de azúcar, la cual suele cristalizar cuando han estado en reposo mucho tiempo. Asimismo, el ya pasado de moda "azúcar cande" se prepara suspendiendo un cordel en una solución sobresaturada de azúcar. Se comienzan a formar pequeños cristales del azúcar sobre el cordel, hasta formar grandes cristales con formas angulares cuando más moléculas de azúcar se adhieren a los cristalesp equeños.

Conexión con el mundo real

La química del vino

Ciertos vinos contienen altas concentraciones de hidrogenotartrato de potasio, $KHC_4H_4O_6$. Al enfriarlos, la solución se sobresatura. Cuando el vino se guarda en el refrigerador del consumidor, suelen formarse cristales que luego se asientan. Algunas bodegas de vino resuelven el problema, y al mismo tiempo reducen la acidez del vino, enfriando el vino a -3°C y agregando como semilla cristales diminutos de $KHC_4H_4O_6$. La precipitación concluye en 2 o 3 horas, y los cristales se eliminan por filtración.

Figura 14.8 Se forman burbujas de gas cuando se calienta (sin hervir) un vaso de precipitados con agua.



Solubilidad de los gases en los líquidos

Las soluciones en las que hay gases disueltos en agua son comunes. Por ejemplo, las bebidas gaseosas embotelladas son soluciones: contienen dióxido de carbono y agentes saborizantes y edulcorantes en agua. Ciertas soluciones para limpiar vidrios contienen amoniaco gaseoso, $NH_3(g)$, disuelto en agua. La sangre contiene oxígeno y dióxido de carbono disueltos. El agua de lagos y ríos también contiene pequeñas cantidades de oxígeno gaseoso disuelto. Por ejemplo, se disuelven 0.0043 g de O_2 en 100. g de agua a

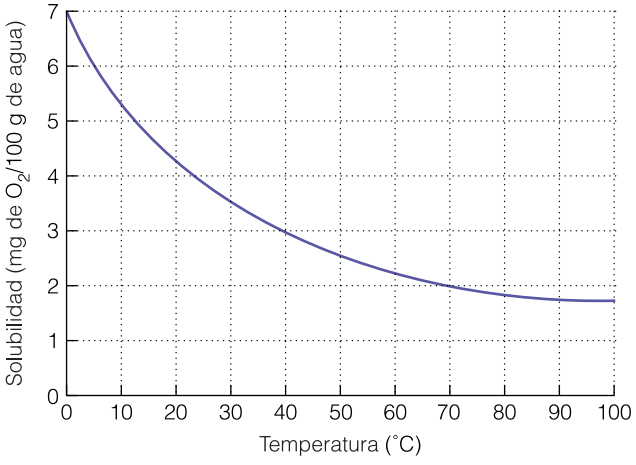


Figura 14.9 Solubilidad del oxígeno en agua a diversas temperaturas, a una presión de 1 atm.

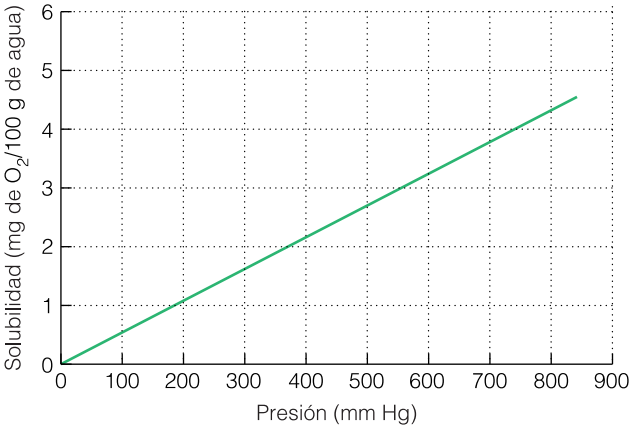


Figura 14.10 Efecto de la presión en la solubilidad del oxígeno en agua a 25°C.

Conexión con el mundo real
Soluciones en las que hay gases disueltos en líquidos

- Las bebidas carbonatadas contienen CO_2 en agua
- Los limpiadores para vidrios contienen NH_3 en agua
- La sangre contiene O_2 y CO_2 en agua
- Los lagos y ríos contienen O_2 en agua

Figura 14.11 Cuando se abre la bebida carbonatada, la presión se reduce de inmediato a la atmosférica y la solubilidad del gas disminuye. Cuando las burbujas escapan de la solución, parte del líquido espumoso puede salir a borbotones del recipiente.

20.°C; este oxígeno disuelto es vital para la supervivencia de los peces y de otras especiesa cuáticas.

A diferencia de la mayor parte de los solutos sólidos, los gases son menos solubles a medida que la temperatura aumenta. Esto se debe a que el calor aumenta el movimiento molecular de las partículas del soluto y del solvente, y cuando llegan a la superficie de un líquido en un recipiente abierto, las moléculas del soluto gaseoso pueden escapar de la solución.

Si te fijas cuidadosamente cuando se calienta el agua, observarás que aparecen burbujas de gas mucho antes que el agua comienza a hervir (Fig. 14.8). A medida que se calienta la solución de gas en un líquido, disminuye la solubilidad de los gases y se forman burbujas de gas las cuales, debido a su poca densidad, pronto suben a la superficie y escapan hacia la atmósfera. En la Fig. 14.9 se presenta una gráfica que muestra el efectod el at emperaturae nl as olubilidadd elo xígenog aseosoe na gua.

La solubilidad de los gases en agua también cambia con la presión del gas. A presiones mayores, se disuelve más gas en una cantidad de agua determinada. La Fig. 14.10 muestra cómo varía la solubilidad del oxígeno gaseoso en agua a 25°C con la presión. Como ejemplo adicional, imagina que abres la lata o botella de una bebida gaseosa, y el líquido burbujeante se derrama del recipiente. Este suceso común es una demostración del cambio de la solubilidad del gas con la presión. Las bebidas carbonatadas se enlatan o se embotellan a una presión mayor que la presión atmosférica, lo cual aumenta la solubilidad del dióxido de carbono gaseoso. Una vez que se abre la lata o botella, la presión desciende de inmediato a la atmosférica y la solubilidad del gas disminuye. Cuando las burbujas escapan de la solución, parte del líquido espumoso puede derramarse del recipiente (Fig. 14.11). El dióxido de carbono continúa escapando aún después del rápido desprendimiento inicial de gas. Finalmente, el gusto picante se pierde (casi todo el gas ha escapado) y la bebida se torna "desabrida". Si el líquido está tibio, la bebida pierde su gusto picante con mayor rapidez aún, porque los gases son menos solubles a temperaturas más altas, como ya se describió en esta sección.

EJEMPLO 14.6 Solubilidades a diferentes temperaturas

La Fig. 14.6 muestra que se disuelven 30. g de KNO_3 en 100. g de agua a 20.°C, pero a 60.°C se disuelven 92 g en 100. g de agua. Cuando se agitó una mezcla de 150. g de KNO_3 con 100. g de agua a 70.°C, parte de la sal no se disolvió.

(a) Después de enfriar a 60.°C, se filtró la mezcla de sólido y solución. ¿Qué masa de KNO_3 sólidos ep udor ecuperara 6 0.°C?

(b) La solución restante se enfrió luego a 20.°C. ¿Cuánto KNO_3 sólido más se puede recuperara 2 0.°C?

SOLUCIÓN

(a)
$$\begin{aligned} \text{Masa total de } KNO_3 \text{ presente} &= 150.\text{ g} \\ \text{Masa de } KNO_3 \text{ solublea 6 0.°C} &= 92\text{ g} \\ \text{Masa de } KNO_3 \text{ sólidor ecuperadaa 6 0.°C} &= 58\text{ g} \end{aligned}$$

(b)
$$\begin{aligned} \text{Masa total de } KNO_3 \text{ ens oluciónd espuésd el ap rimeraf iltración} &= 92\text{ g} \\ \text{Masa de } KNO_3 \text{ solublea 2 0.°C} &= 30.\text{ g} \\ \text{Masaa dicionald eK } NO_3 \text{ recuperadal uegod ee nfriara 2 0.°C} &= 62\text{ g} \end{aligned}$$

EJERCICIO 14.6

Véanse problemas 14.33-14.40.

(a) La Fig. 14.6 muestra que se disuelven 114 g de $Pb(NO_3)_2$ en 100. g de agua a 70.°C. Si se disolvieron 102 g de $Pb(NO_3)_2$ en 100. g de agua caliente y se enfriaron a 20.°C, ¿qué masa de cristales de $Pb(NO_3)_2$ se pudo recuperar? (Necesitas consultar la Fig. 14.6.)

(b) Si se continúa enfriando la solución de (a) hasta 5°C, ¿cuál sería la masa total de cristalesr ecuperados?

14.7 Expresiones de la concentración de las soluciones

En la sección precedente, la solubilidad del soluto en un disolvente en particular se expresó en gramos de soluto en 100. g de disolvente a una temperatura determinada. Las soluciones saturadas se pueden diluir para preparar soluciones de diferentes *concentraciones*. La **concentración** de una solución es una medida de la cantidad de soluto que hay en una cantidad específica de disolvente. Habiendo examinado ya lo que sucede cuando se forman soluciones, y qué factores influyen en la solubilidad, estamos en condicionesd ec onsiderarv ariosm étodosd ee xpresarc oncentracionesd es oluciones.

Molaridad

El método más común que los químicos emplean para expresar la concentración de las soluciones es la **molaridad** (se abrevia M), la cual se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de *solución*.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Conexión con el aprendizaje
Recuerda que la molaridad es la concentración de una solución medida en moles por litro de solución, no por litro de disolvente. Si es necesario, repasa los cálculos de molaridad de la sección 9.6 y los cálculos estequiométricos con molaridades de la sección 11.4.

Éste es un método muy conveniente de expresar la concentración de una solución, porque a menudo nos interesa medir un número específico de moles de soluto. Los cálculos relacionados con molaridades de soluciones se presentaron en la sección 9.6, y después, en la sección 11.4, se efectuaron cálculos estequiométricos para conocer el volumen de una solución de molaridad específica que se necesita en la reacción con una cantidad determinadad eo tras ustancia.

En la Fig. 14.12 se muestran las instrucciones para preparar una solución de cierta molaridad.R esuelvee le jemplos iguientec omor epasod el osc álculosd em olaridad.

EJEMPLO 14.7 **Preparación de soluciones molares (repaso)**

Describe cómo preparar 500.0 mL de una solución 6.00 M de NaOH a partir de NaOH sólido.

Figura 14.12 Para preparar 1.00 L de una solución de molaridad específica, (a) pesa la cantidad apropiada de soluto, (b) transfiere el sólido a un matraz aforado de 1.00 L parcialmente lleno de agua destilada, (c) agrega el agua suficiente para llenar el matraz hasta la marca de 1.00 L. Una vez que la solución se ha mezclado perfectamente, está lista para colocarla en un frasco rotulado como es debido para usarla en el laboratorio.

SOLUCIÓN

1. Empieza con la *cantidad conocida* (el volumen) en mL y conviértela a L.
2. Convierte los litros a moles con la molaridad como factor de conversión.
3. Convierte los moles a gramos con la masa molar como factor de conversión.

La serie de conversiones pueden resumirse como sigue:

$$\text{Plan:}\quad \text{mL} \longrightarrow \text{Litros} \longrightarrow \text{Moles} \longrightarrow \text{Gramos}$$

$$0.500 \cancel{\text{L}} \times \frac{6.00 \cancel{\text{mol}}}{\cancel{\text{L}}} \times \frac{40.0 \text{ g}}{\cancel{\text{mol}}} = 120. \text{ g}$$

Una vez efectuados los cálculos, prepara la solución siguiendo los tres pasos que se describen en la Fig. 4.12. (a) Pesa 120. g de NaOH en un recipiente apropiado. (b) Transfiere el NaOH a un matraz aforado de 500.0 mL parcialmente lleno con agua pura (destilada) y agita para disolver. (La solución se calienta considerablemente debido al calor de disolución.) (c) Cuando la solución se haya enfriado, agrega el agua suficiente para llenar el matraz hasta la marca de 500.0 mL. Pon el tapón al matraz e invierte éste variasv ecesp aram ezclarp erfectamente.

EJERCICIO 14.7

(a) Describe cómo preparar 250. mL de una solución 2.00 M de NaOH a partir de NaOH sólido.

(b) Describe cómo preparar 250. mL de una solución 1.50 M de $NaOH_3$ a partir de $NaOH_3$ sólido.

Se puede medir rápidamente el volumen específico de solución que se necesita para obtener un número dado de moles (o gramos) de la sustancia deseada. Resuelve el ejemplo

14.8 para repasar este procedimiento. Si el dato conocido es la cantidad en gramos (en vez de moles), convierte primero los gramos a moles.

EJEMPLO 14.8 Uso de soluciones molares (repaso)

¿Cuántos mililitros de una solución de HCl 12.0 M se deben emplear para obtener 0.480 mol de HCl?

SOLUCIÓN

1. Inicia con la cantidad conocida: el número de moles de HCl.
2. Convierte los moles a litros con la molaridad como factor de conversión.
3. Convierte los litros a mililitros.

La serie de conversiones se resume como sigue.

$$\text{Plan: Moles} \longrightarrow \text{Litros} \longrightarrow \text{mL}$$

$$0.480 \cancel{\text{mol}} \times \frac{1 \cancel{\text{L}}}{12.0 \cancel{\text{mol}}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{L}}} = 40.0 \text{ mL}$$

EJERCICIO 14.8

(a) ¿Cuántos gramos de HCl hay en 15.0 mL de una solución de HCl 12.0 M?

(b) ¿Cuántos mililitros de una solución de $NaNO_3$ 1.50 M se deben emplear para aportar 12.6 g de $NaNO_3$?

Véanse los problemas 14.41-14.46.

Porcentaje en volumen

Toma un frasco de alcohol para fricciones corporales y lee la etiqueta. Es muy probable que ésta indique: "Alcohol isopropílico, 70% en volumen". El *porcentaje en volumen* es otro método común de expresar concentraciones. Para muchos fines no es necesario saber el número de moles de soluto, sino sólo las cantidades relativas de soluto y disolvente. Si tanto el soluto como el disolvente son líquidos, las concentraciones se pueden expresar como **porcentaje en volumen**. Para preparar 100. mL de una solución de alcohol isopropílico al 70.0% (en volumen), se mezclan 70.0 mL del alcohol con agua suficiente para completar un volumen *total* de 100. mL. Esto se escribe en términos matemáticos como sigue

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen total de solución}} \times 100\%$$

Es posible que, para ahorrar espacio, el rótulo del frasco de alcohol isopropílico indique simplemente 70% (v/v). ▮ Es importante entender que la solución se prepara diluyendo el alcohol con el agua suficiente para completar un volumen *total* de 100. mL. Esto *no* es lo mismo que mezclar 70.0 mL de alcohol con 30.0 mL de agua, porque los volúmenes de líquido no generan 100. mL una vez mezclados. Haz la prueba. Como se muestra en el ejemplo 14.9, no se está limitado a lotes de 100. mL de solución. Los volúmenes pueden darse en litros, onzas fluidas o cualquier otra unidad de volumen, siempre y cuando todos los volúmenes se midan del mismo modo. Las unidades se eliminan.

▮ **Conexión con el mundo real** El alcohol para fricciones corporales se vende a menudo como 70% (alcohol isopropílico).

EJEMPLO 14.9 Porcentaje en volumen

¿Cuál es el porcentaje en volumen de una solución de alcohol isopropílico preparada mezclando 25.0 mL del alcohol con agua suficiente para completar un volumen total de 125 mL de solución?

SOLUCIÓN Emplea la ecuación

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen total de solución}} = 100\%$$

$$= \frac{25.0 \text{ mL}}{125 \text{ mL}} \times 100\% = 20.0\% \text{ (v/v)}$$ (Advierte que las unidades se eliminan)

EJERCICIO 14.9

Véanse los problemas 14.47-14.52.

(a) Si se disuelven 5.00 L de alcohol etílico en agua suficiente para completar 20.00 L de solución, ¿cuál es el porcentaje en volumen?

(b) Describe cómo preparar 100. mL de una solución de alcohol isopropílico al 40.0%.

Porcentaje en masa

La concentración de las soluciones también se expresa como porcentaje en masa. Este método se emplea más a menudo en el caso de sólidos disueltos en líquidos, pero no siempre es así. Por ejemplo, el ácido clorhídrico concentrado se vende en el comercio en soluciones rotuladas como 38.0% en masa, pero en algunos rótulos se emplea la forma 38.0% (p/p), donde p/p es una abreviatura de peso/peso. La notación de porcentaje en masa o p/p indica, en nuestro ejemplo, que en cada 100. g de *solución* hay 38.0 g de HCl y 62.0 g de agua. Advierte que la cantidad total de solución es de 100. g, no de 100. mL. De forma matemática, la definición se escribe

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa total de solución}} \times 100\%$$

Si las masas se expresan en gramos, la definición se escribe

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de soluto} + \text{g de disolvente}} \times 100\%$$

Si el disolvente es agua, que es lo más común, se puede medir la cantidad especificada en mililitros en vez de gramos, si se supone que 100. mL de agua tienen una masa de 100. g.

EJEMPLO 14.10 Porcentaje en masa

¿Cómo prepararías 250. g de una solución acuosa de NaCl al 6.0% en masa?

SOLUCIÓN

- **PASO 1** Calcula la masa de soluto, NaCl, que se necesita.

$$6.0\% \times 250.\text{ g} = 0.060 \times 250.\text{ g} = 15\text{ g de NaCl (el soluto)}$$

- **PASO 2** Resta la masa de soluto de la masa total de solución para obtener la masa de disolvente que se necesita.

$$250.\text{ g en total} - 15\text{ g de soluto} = 235\text{ g de agua (el disolvente)}$$

- **PASO 3** Para preparar la solución, disuelve 15 g de NaCl en 235 g de agua. Puesto que 1.0 g de agua tiene un volumen de 1.0 mL (la densidad del agua es de 1.0 g/mL), basta con mezclar simplemente 235 mL de agua con 15 g de NaCl para preparar la solución.

EJERCICIO 14.10

(a) ¿Cómo prepararías 250. g de una solución de azúcar común al 6.0% (p/p)?

(b) ¿Cómo prepararías 500. g de una solución de glucosa al 5.0% (p/p)?

Véanse los problemas 14.53-14.56.

Una solución al 10% en masa de NaOH, HCl o cualquier otro compuesto contiene 10.0 g del soluto en 100. g de solución. Aunque las soluciones tanto de sal como de azúcar descritas en el ejemplo 14.10 tienen la misma masa de soluto en 100. g de solución, hay una diferencia en cuanto al número de *moles* de sal y de azúcar.

Las soluciones de dos sustancias químicas de la misma molaridad tienen igual número de moles de soluto en un volumen específico, pero las soluciones con el mismo porcentaje en masa no contienen igual número de moles, sino la misma cantidad en gramos de soluto en 100 g de solución.

Concentraciones de soluciones muy diluidas

La concentración de las soluciones muy diluidas suele expresarse en **partes por millón** (ppm) o incluso en **partes por billón** (ppb). Es frecuente el uso de estas unidades para expresar niveles extremadamente bajos de sustancias tóxicas. Una concentración de 1 ppm significa que hay una parte (en cualquier unidad) en un millón de partes (en la misma unidad). Por ejemplo, según la unidad que se elija, 1 ppm podría ser un gramo en un millón de gramos, una gota en un millón de gotas o 1 mL en un millón de mililitros. Para convertir ppm a ppb se aplica la relación

$$1 \text{ ppm} = 1000 \text{ ppb}$$

En una comparación con unidades de dinero, 1 ppm equivale al valor de 1 centavo en 1 millón de centavos, es decir, 1 centavo en $10 000. Una ppb equivale al valor de 1 centavo en 1 billón de centavos (1 centavo en $10 000 millones).

Conexión con el mundo real
En ciertas zonas del golfo de México donde los peces y los camarones no pueden vivir se encontraron concentraciones de O_2 disuelto de menos de 2.0 ppm.

Conexión con el aprendizaje
En unidades de tiempo, 1 ppm equivale a 1 segundo en 1 millón de segundos (11.5 días). Una ppb equivale a 1 segundo en 1 billón de segundos (31 700 años), como se mostró en el recuadro de Conteo de millones y miles de millones de la sección 3.9.

En soluciones acuosas: 1 ppm = 1 miligramo/litro (mg/L)
1 ppb = 1 microgramo/litro (µg/L)

La tabla 14.3 presenta las normas de la EPA (Environmental Protection Agency; Organismo de Protección Ambiental) de Estados Unidos en cuanto a los límites de oligoelementos (elementos presentes en muy pequeñas cantidades) en el agua potable. Advierte que los valores se indican en partes por millón (o miligramos por litro).

Tabla 14.3 Límites de algunos oligoelementos en el agua potable*

Elemento	Límite de EPA (ppm)
Arsénico	0.05
Cadmio	0.005
Cromo	0.1
Cobre	1.30
Plomo	0.015
Manganeso	0.05
Mercurio	0.002
Zinc	5.00

*Normas de la Environmental Protection Agency de Estados Unidos.

EJEMPLO 14.11 Uso de PPM y PPB

En Estados Unidos, el límite federal de plomo en el agua de la llave es de 0.015 ppm. Expresa esta concentración en (a) mg/L y (b) ppb.

SOLUCIÓN

(a) La relación 1 ppm = 1 mg/L proporciona el factor de conversión adecuado. Multiplica la cantidad conocida (0.015 ppm) por el factor de conversión.

$$0.015 \text{ ppm} \times \frac{1 \text{ mg/L}}{1 \text{ ppm}} = 0.015 \text{ mg/L}$$

(b) La conversión a ppb se hace con base en relación 1 ppm = 1000 ppb.

$$0.015 \text{ ppm} \times \frac{1000 \text{ ppb}}{1 \text{ ppm}} = 15. \text{ ppb}$$

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Límites de metales pesados en el agua

La Norma Oficial Mexicana NOM-127-SSA1-1994 designa la concentración límite de sustancias en el agua para consumo humano:

Plomo. Concentración límite: 0.025 mg/L. Suele producir retraso mental y desórdenes neurológicos porque afecta al sistema nervioso. El envenenamiento con plomo se trata con sal de calcio del ácido etilendiaminotetraacético (EDTA), la cual es un agente quelante (formador de complejos químicos con iones de metales pesados).

Mercurio. Concentración límite: 0.001 mg/L. El mercurio metálico no es muy dañino si se ingiere; pero inhalado, se transforma en forma de Hg_2+ y es muy tóxico. El antídoto es el BAL, British Anti-Lewisita [$C_2H_2AsC_{l3}$], que forma quelatos con el ion metálico.

Cadmio. Concentración límite: 0.005 mg/L. Causa la pérdida de iones calcio Ca^2+ de los huesos, volviéndolos quebradizos. También provoca dolores abdominales intensos, vómito, diarrea y sensación de asfixia.

Arsénico. Concentración límite: 0.05 mg/L. El As no es un metal pesado, es un metaloide, pero es peligroso porque produce hidroarsenicismo crónico regional endémico o HACER, cuyos síntomas son lesiones en la piel y, en algunos casos, en el pulmón, el estómago y las vías urinarias.

En estos sitios puedes ver mayor información sobre este tema:
http://www.fcyt.umss.edu.bo/docentes/29/practicas/practica4.pdf
http://www.elsantafesino.com/vida/2007/09/09/6373

El agua para consumo humano debe estar libre de metales pesados porque éstos pueden acumularse en el organismo y ser altamente tóxicos.

Véanse los problemas 14.57-14.64.

EJERCICIO 14.11

En Estados Unidos, el límite federal de manganeso en el agua potable es de 0.05 ppm.

(a) Expresa esta concentración en mg/L.

(b) Expresa esta concentración en ppb.

Preparación de soluciones por dilución

Una muestra de una solución de concentración conocida se puede diluir con agua para preparar una solución de cualquier concentración que se desee que sea menor que la concentración de la solución original. Este método de preparación de soluciones se describió en la sección 9.6. En los cálculos de diluciones se pueden emplear cualesquiera unidades de volumen en V_1 y V_2 y cualesquiera unidades de concentración en C_1 y C_2, pero no se debe cambiar de unidades durante los cálculos. La ecuación general de las diluciones se escribe como sigue.

$$V_1C_1 = V_2C_2$$

Es decir, el producto del volumen por la concentración antes de la dilución es igual al producto del volumen por la concentración después de la dilución.

EJEMPLO 14.12 Dilución

¿Cuántos mililitros de una solución de sal al 5.00% se deben emplear para preparar 750. mL de una solución al 1.00% de la misma sal?

SOLUCIÓN V_1 es una incógnita, $C_1 = 5.00\%$, $V_2 = 750.$ mL y $C_2 = 1.00\%$. Aplica la ecuación de dilución.

$$V_1C_1 = V_2C_2$$

$$V_1 \times 5.00\% = 750.\ \text{mL} \times 1.00\%$$

$$V_1 = 150.\ \text{mL}$$

Diluye 150. mL de la solución de sal al 5.00% para preparar 750. mL de solución.

EJERCICIO 14.12

(a) ¿Cuántos mililitros de una solución de KCl al 5.00% se deben emplear para preparar 500. mL de una solución de KCl al 1.25%?

(b) ¿Cuántos mililitros de una solución de KCl 2.00 M se deben emplear para preparar 500. mL de una solución 0.100 M de KCl?

Véanse los problemas 14.65-14.70.

14.8 Propiedades coligativas de las soluciones

Las soluciones tienen puntos de ebullición más altos y puntos de fusión más bajos que el disolvente puro correspondiente. El anticongelante del sistema de enfriamiento de un automóvil se emplea precisamente debido a estos efectos. Como refrigerante del motor, el agua sola se evaporaría por ebullición con el calor del verano y se congelaría en las bajas temperaturas de los invernos septentrionales. La adición de anticongelante al agua eleva el punto de ebullición del refrigerante y también impide que éste se congele cuando la temperatura desciende por debajo de 0°C. En las calles y aceras de las ciudades se esparce sal por la misma razón: para reducir el punto de congelación del agua. Al agregar sal, el agua permanece líquida a temperaturas por debajo del punto de congelación normal del agua (Fig. 14.13).

Figura 14.13 Esparcir NaCl y $CaCl_2$ en las calles y caminos nevados reduce el punto de congelación del agua por debajo de 0°C, con lo cual el hielo y la nieve se derriten.

La medida en que los solutos influyen en los puntos de congelación y de ebullición guarda relación con el número de partículas de soluto en solución. Cuanto mayor es la concentración de partículas de soluto, tanto mayor es el efecto. Las **propiedades coligativas** de las soluciones son aquéllas, como la elevación del punto de ebullición y la depresión del punto de congelación, que dependen directamente del número de partículas de soluto presentes en la solución. Las propiedades coligativas están relacionadas con la *concentración* de partículas de soluto disueltas, sin importar su identidad. En los sistemas vivos, quizá la propiedad coligativa más importante es la presión osmótica, un fenómeno que se describirá en la sección 14.10.

Conexión con el mundo real
Debido a las propiedades coligativas de las soluciones empleamos
- anticongelante para elevar el punto de ebullición y reducir el punto de congelación del agua con los refrigerantes para automóvil.
- sal para reducir el punto de congelación del agua en caminos y aceras.

Intenta responder las preguntas siguientes relacionadas con el número de partículas de diversas soluciones. ¿Cuántas partículas de soluto hay en 1.00 L de una solución de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, 1 M? ¿Cuántas partículas de soluto hay en 1.00 L de una solución de NaCl 1 M? Por último, ¿cuántas partículas de soluto hay en 1.00 L de una solución de cloruro de calcio, $CaCl_2$, 1 M? ¿Debe ser la respuesta 6.02×10^{23}? De hecho, todas las soluciones contienen 1 mol de sus compuestos solutos respectivos y, por tanto, 1 mol de *unidades formulares*, no 1 mol de *partículas de soluto*.

La glucosa se compone de moléculas covalentes; sus átomos están enlazados en forma de moléculas. En la solución de glucosa, cada partícula de soluto es una molécula de glucosa, y hay 6.02×10^{23} de ellas. Pero en la solución de cloruro de sodio, cada unidad formular de NaCl consta de un ion sodio, Na^+, y un ion cloruro, Cl^-, individuales en solución. Cuando se disuelve cloruro de sodio en agua, las moléculas de disolvente hacen entrar en solución los iones individuales; por tanto, 6.02×10^{23} unidades formulares de NaCl producen 1.204×10^{24} partículas en solución (6.02×10^{23} iones sodio más 6.02×10^{23} iones cloruro). Cada unidad formular de cloruro de calcio, $CaCl_2$, produce un ion calcio más dos iones cloruro; por tanto, hay 1.806×10^{24} iones.

Conexión con el aprendizaje
- 1 unidad formular de glucosa (covalente) da 1 partícula unitaria en solución.
- 1 unidad formular de NaCl (iónico) da 2 partículas unitarias en solución.
- 1 unidad formular de $CaCl_2$ (iónico) da 3 partículas unitarias en solución.

El efecto de una solución de NaCl 1 M en las propiedades coligativas es casi (pero no exactamente) el doble que el de una solución de glucosa 1 M: cada unidad formular de NaCl produce dos partículas en solución, en tanto que cada unidad formular de glucosa produce una sola. Debido a que cada unidad de $CaCl_2$ produce tres partículas en solución, una solución de cloruro de calcio tiene casi tres veces el efecto de una soluciónd eg lucosad el am ismam olaridad.

EJEMPLO 14.13 Propiedades coligativas (conceptos)

Compara cualitativamente el efecto de los compuestos covalentes siguientes, que no se ionizan, en el punto de congelación del agua.

(a) 1 mol de sacarosa (342 g, azúcar común) disuelto en 5 kg de agua.

(b) 1 mol de etilenglicol (62.0 g, azúcar común) disuelto en 5 kg de agua.

Véanse los problemas 14.71-14.74.

SOLUCIÓN Los puntos de congelación se reducen en el mismo número de grados en ambos casos. Aunque las masas de soluto son diferentes (342 g contra 62 g), se tiene 1 mol de partículas disuelto en la misma masa de agua. El etilenglicol se emplea como anticongelante, pero el azúcar no. (¿Se te ocurren algunos factores que sean importantes en la selección de componentes para anticongelantes además del efecto sobre los puntos de congelación y de ebullición?)

EJERCICIO 14.13

(a) Compara cualitativamente los efectos de 1 mol de NaCl y 1 mol de $CaCl_2$ en el punto de congelación de masas iguales de agua.

(b) ¿Por qué se emplea $CaCl_2$ en vez de NaCl en los caminos cubiertos de nieve cuando hace mucho frío?

Figura 14.14 (a) Un haz de luz que atraviesa una dispersión coloidal se ve con claridad porque las partículas coloidales dispersan la luz. Este fenómeno se conoce como efecto Tyndall. (b) La trayectoria de la luz del faro a través de la niebla, que es una dispersión de agua en aire, también muestra el efecto Tyndall.

(a)

(b)

14.9 Coloides

Si se disuelve azúcar común en agua, las moléculas se mezclan íntimamente y la solución es homogénea; es decir, tiene las mismas propiedades en todas sus partes. El azúcar no se puede separar por filtración con papel filtro ordinario, ni se asienta si se deja en reposo. Por otra parte, si se intenta disolver arena en agua, puede ser que por un momento las dos sustancias parezcan haberse mezclado, pero la arena se asienta rápidamente en el fondo. La dispersión temporal de arena en agua es una **suspensión**. La arena se puede recuperar dejando pasar el agua a través de papel filtro. La mezcla es evidentemente heterogénea, pues una parte de ella es sin lugar a dudas arena, con un conjunto de propiedades, y otra parte es agua, con otro conjunto de propiedades.

¿Existe algo intermedio entre las soluciones verdaderas, con partículas de tamaño similar al de las moléculas y iones ordinarios, y las suspensiones con grandes trozos de materia insoluble? Sí lo hay, y se llama *dispersiónc oloidal*,o s implemente *coloide*.

Las **dispersiones coloidales** no se definen en función del tipo de materia que contienen, sino del tamaño de las partículas que las forman. Las soluciones verdaderas tienen partículas del orden de 0.1 a 1.0 nanómetros (nm) de diámetro ($1\ nm = 10^{-9}\ m$). Las partículas de las suspensiones tienen diámetros de 100 nm o más. Las partículas de tamaño intermedio entre estos dos extremos forman coloidales. El polvo fino, las partículas de hollín en el aire y el almidón de maíz dispersado en agua son dispersiones coloidales.

Las propiedades de una *dispersión coloidal* son diferentes de las de una solución verdadera y también de las de una suspensión (Tabla 14.4). Por lo regular las disper-

Tabla 14.4 Propiedades de las soluciones, coloides y suspensiones

Propiedad	Solución	Coloide	Suspensión
Tamaño de partícula	0.1–1.0 nm	1–100 nm	>100 nm
¿Se asienta al reposar?	No	No	Sí
¿Se filtra con papel?	No	No	Sí
¿Se separa por diálisis?	No	Sí	Sí
¿Es homogéneo?	Sí	Incierto	No

Figura 14.15 La crema de rasurar, el jabón y los malvaviscos son ejemplos comunes de espumas. Las espumas son coloides formados por dispersión de un gas en un líquido o sólido.

siones coloidales tienen una apariencia lechosa o turbia. Incluso las que parecen transparentes muestran la trayectoria de un haz de luz que atraviesa la dispersión (Fig. 14.14). Este fenómeno, conocido como **efecto Tyndall**, no se observa en las soluciones verdaderas. Las partículas coloidales, a diferencia de las diminutas moléculas, son más grandes y dispersan y reflejan la luz hacia los lados. Es probable que hayas observado el efecto Tyndall en una sala cinematográfica. El haz de luz que sale de la cabina de proyección y termina en la pantalla es visible desde el costado debido a las partículas coloidales de polvo que flotan en el aire.

Hay ocho tipos distintos de coloides, con base en el estado físico de las partículas coloidales mismas (la fase dispersa) y el estado del "disolvente" (la fase dispersante). Las **espumas** son un tipo de coloide que se produce cuando se dispersa un gas en un líquido o sólido. Algunos ejemplos son la crema de rasurar, los malvaviscos y el jabón que flota (Fig. 14.15). Otro tipo importante de sistema coloidal es la **emulsión**, que consiste en un un líquido disperso (no disuelto) en un líquido o sólido. Son ejemplos de emulsiones la leche, la mayonesa y la mantequilla. En la tabla 14.5 se presentan ejemplos de los ocho tipos de dispersiones coloidales.

Ciertos coloides se estabilizan mediante la adición de un material que aporta un recubrimiento protector. En condiciones ordinarias el aceite es insoluble en agua, pero se puede emulsificar con jabón. Las moléculas de jabón forman una capa con carga negativa en la superficie de cada pequeñísima gota de aceite. Estas cargas negativas impiden que las partículas de aceite se junten y se separen del agua. De forma análoga, en el intestino delgado se secretan sales biliares que emulsifican las grasas que ingerimos,

Tabla 14.5 Tipos de dispersiones coloidales

Tipo	Fase de la partícula	Fase del medio	Ejemplo
Espuma	Gaseosa	Líquida‡	Crema batida
Espuma sólida	Gaseosa	Sólida	Jabón, malvaviscos
Aerosol	Líquida	Gaseosa	Niebla, fijadores para el cabello
Emulsión líquida	Líquida	Líquida	Leche, mayonesa
Emulsión sólida	Líquida	Sólida	Mantequilla
Humo	Sólida	Gaseosa	Polvo fino u hollín en el aire
Sol*	Sólida	Líquida	Soluciones de almidón, jaleas
Sol sólido	Sólida	Sólida	Vidrio rubí

*A los sólidos que cuajan en forma semisólida, como de gelatina, se les llama geles.

‡En virtud de su naturaleza, las mezclas de gases siempre se clasifican como soluciones. La homogeneidad y el tamaño de partícula de las mezclas de gases satisface los requisitos de las soluciones.

manteniéndolas dispersas en forma de minúsculas partículas durante la digestión. La leche es una emulsión en la cual un recubrimiento de caseína (una proteína) estabiliza las gotitas de grasa. La caseína, el jabón y las sales biliares son ejemplos de **agentes emulsificantes**, esto es, de sustancias que estabilizan a las emulsiones.

En ciertas dispersiones coloidales las partículas tienen carga, la cual suele deberse a iones que se adhieren a la superficie de la partícula. Un coloide en particular adsorbe (no absorbe) preferentemente un solo tipo de ion, ya sea positivo o negativo, en su superficie; en consecuencia, todas las partículas de una dispersión coloidal específica tienen cargas semejantes. Puesto que las cargas semejantes se repelen, las partículas tienden a mantenerse alejadas unas de otras: no pueden juntarse y formar partículas grandes que puedan separarse de la solución y asentarse. Sin embargo, mediante la adición de iones de carga opuesta, en particular de los que tienen carga doble o triple, se consigue que las partículas se junten (que haya coalescencia) y se separen de la solución. El cloruro de aluminio, $AlCl_3$, con sus iones Al^{3+} es muy eficaz para romper coloides de partículas con carga negativa.

EJEMPLO 14.14 Coloides

Con respecto a los coloides siguientes, identifica el "tipo" de dispersión coloidal de que se trata.

(a) crema batida **(b)** fijador para el cabello **(c)** jalea de uva

SOLUCIÓN La tabla 14.5 muestra diversos ejemplos.

(a) La crema batida es una espuma (un gas disperso en un líquido).

(b) El fijador para el cabello es un aerosol (un líquido disperso en un gas).

(c) La jalea de uva es un sol (un sólido disperso en un líquido).

EJERCICIO 14.14

(a) ¿Qué tipo de coloide es la leche?

(b) ¿Qué tipo de coloide es la niebla?

Véanse los problemas 14.75-14.78.

14.10 Ósmosis y diálisis (opcional)

Coloca un filtro de papel para café o un trozo de papel filtro de laboratorio en un colador de cocina o en un embudo que sirva de soporte al papel. Al verter jugo de uva, vino tinto, jugo de arándano u otra solución en el papel, el líquido lo atraviesa, pero las partículas sólidas no disueltas no pasan a través del filtro. Se dice que el filtro es **permeable** al agua, a otros disolventes y a las soluciones.

La experiencia de todos los días nos dice que ciertos materiales son **impermeables**. El agua y las soluciones no pasan a través de las paredes metálicas de una lata de aluminio o de las paredes de plástico o vidrio de las botellas y otros recipientes. ¿Acaso existen materiales con propiedades intermedias? ¿Ciertos materiales permiten que las moléculas de disolvente los atraviesen, al mismo tiempo que retienen el soluto? ¿Algunos materiales son permeables a ciertos solutos pero no a otros? La respuesta es un enfático ¡sí! Muchas membranas naturales son **semipermeables**. Las membranas celulares y el revestimiento del tracto digestivo y de las paredes de los vasos sanguíneos son semipermeables; permiten el paso de ciertas sustancias e impiden el paso de otras. Si la membrana semipermeable sólo permite el paso a las moléculas de disolvente, el proceso recibe el nombre de **ósmosis**. Si la membrana permite el paso selectivo de iones y moléculas pequeños junto con el disolvente, pero retiene las moléculas grandes y las partículas coloidales, el proceso se llama **diálisis**, y se trata de una *membrana dializante*.

Las membranas semipermeables tienen poros sumamente pequeños. El tamaño de estos poros es tal, que las diminutas moléculas de agua pasan a través de ella, pero par-

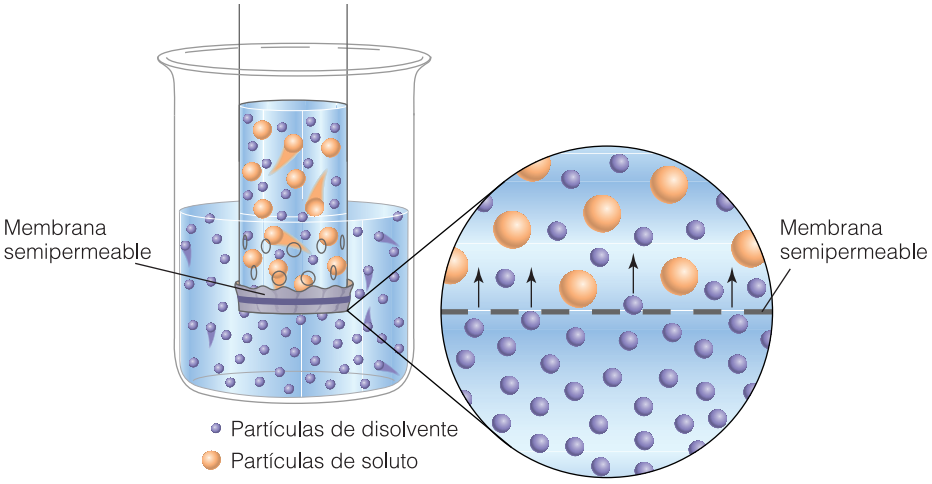


Figura 14.16 El modelo del tamiz de la ósmosis sostiene que la membrana tiene poros lo suficientemente grandes para permitir el paso de las moléculas pequeñas de disolventes como el agua, pero demasiado reducidos para dejar pasar moléculas más grandes. Se da un flujo neto de disolvente a través de la membrana hacia el compartimiento con mayor concentración de soluto.

tículas más grandes, como las moléculas de azúcares y proteínas no la atraviesan. Si se utiliza una membrana con estas características para separar un compartimiento que contiene agua pura de otro en el que hay una solución de azúcar, sucede algo interesante. El volumen de líquido del compartimiento que contiene azúcar aumenta, y al mismo tiempo el volumen del compartimiento de agua pura disminuye. Esto se debe al proceso que sec onocec omoó smosis.

Para entender lo que ocurre durante la ósmosis es necesario examinar lo que sucede en el nivel molecular, como se representa en la Fig. 14.16. Todas las moléculas a ambos lados de la membrana se mueven al azar, de modo que ocasionalmente chocan contra la membrana. Cuando una molécula de agua llega a acertar en uno de los poros, puede pasar (difundirse) a través de la membrana al interior del otro compartimiento. En cambio, cuando una molécula de azúcar, mucho más grande, alcanza un poro, rebota en la membrana y no consigue pasar. Cuanto mayor sea el número de moléculas de azúcar en solución (es decir, cuanto más concentrada sea la solución), tanto más se reduce la probabilidad de que una molécula de agua alcance un poro. En otras palabras, conforme el tiempo pasa, más moléculas de agua se difunden a través de la membrana desde el compartimiento con más moléculas de agua por unidad de volumen que las que se difunden en sentido inverso. Así pues, en el ejemplo de la Fig. 14.16 hay un flujo *neto* de agua del compartimiento con agua pura hacia el que tiene la solución de azúcar. Esta difusión *neta* del disolvente (agua) a través de la membrana semipermeable se llama *ósmosis*.

Durante la ósmosis hay siempre un flujo espontáneo *neto* de disolvente a través de la membrana en un sentido: del compartimiento con solución diluida al compartimiento que contiene la solución más concentrada. Como ejemplo adicional, la difusión neta de agua a través de una membrana sería de una solución de azúcar al 5% hacia una solución de azúcar al 10%.

Conexión con el mundo real
La ósmosis se emplea eficazmente en la industria procesadora de alimentos para preparar salsa de tomate y catsup más espesas. El agua se desplaza del lado de la membrana donde hay salsa de tomate hacia la solución de agua salada concentrada (salmuera). A continuación, una unidad de evaporación solar al aire libre extrae el exceso de agua de la salmuera. Con 12 millones de toneladas métricas de agua extraídas durante el procesamiento de salsa de tomate cada año, la ósmosis reduce el consumo de energía y las emisiones de CO_2.

Conforme el agua continúa fluyendo hacia el compartimiento con la solución más concentrada, el nivel de líquido de ese compartimiento aumenta al mismo tiempo que el del otro compartimiento disminuye. Poco a poco se acumula presión en el compartimiento en el que el nivel aumenta. Este aumento de presión hace más difícil que fluyan más moléculas hacia ese compartimiento (piensa en cómo funciona un barómetro; repasa la sección 12.3) y, con el tiempo, la presión aumenta lo suficiente para impedir que haya más flujo neto de agua hacia él. Sin embargo, las moléculas de disolvente no dejan de cruzar la membrana; lo que *ocurre* es que la velocidad con las que se difunden en un sentido y otro a través de la membrana se igualan.

En vez de esperar a que el nivel del líquido se eleve y detenga el flujo neto de agua, se puede aplicar una presión externa al compartimiento que contiene la solución más concentrada y alcanzar el mismo objetivo. A la cantidad justa de presión que se necesita para impedir el flujo neto de disolvente de la solución diluida hacia la solución más

concentrada se le llama **presión osmótica**. La magnitud de la presión osmótica depende de la concentración de todas las partículas disueltas en la solución.

Una **solución isotónica** es aquélla que presenta la misma presión osmótica que el líquido del interior de una célula viva. Al reponer líquidos corporales por vía intravenosa, es importante que el líquido sea isotónico. Por ejemplo, una solución de NaCl al 0.92% (o 0.16 M), llamada salina fisiológica, y una solución de glucosa al 5.5% (o 0.31 M) son isotónicas con el líquido del interior de los glóbulos rojos de la sangre.

Si la célula se encuentra rodeada de una solución con una concentración menor de partículas disueltas, llamada **solución hipotónica**, hay un flujo neto de agua hacia el interior de la célula, la cual se hincha y puede llegar a reventar. La ruptura de una célula por efecto de una solución hipotónica se conoce como **plasmólisis**, pero si la célula es un glóbulo rojo (eritrocito), se emplea el término más específico de **hemólisis** para describir el proceso (Fig. 14.17).

Cuando una célula se halla rodeada de una solución que contiene una mayor concentración de partículas disueltas, conocida como **solución hipertónica**, hay un flujo neto de agua hacia afuera de la célula, la cual se arruga y se encoge. Este proceso se llama **crenación**, y puede ocasionar la muerte de la célula.

Es un hecho que hay soluciones y dispersiones coloidales en nuestro interior y por todas partes en nuestro entorno. Sin ellas, la vida misma sería imposible.

EJEMPLO 14.15 Conceptos de ósmosis y diálisis

Describe la diferencia entre las soluciones siguientes.

(a) una solución hipotónica

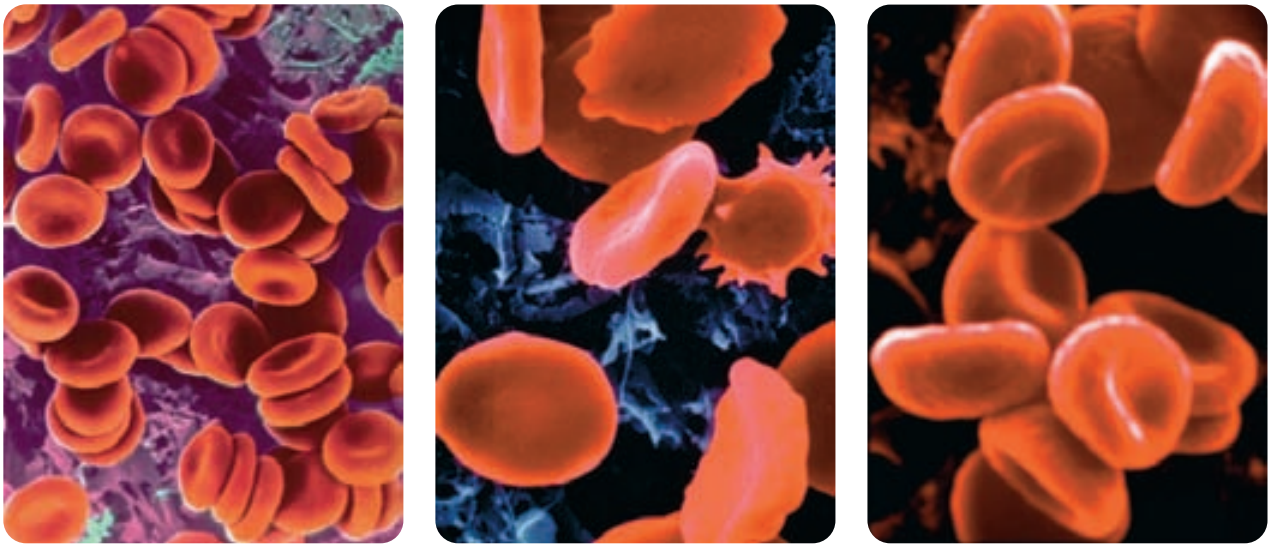
(b) una solución isotónica

(c) una solución hipertónica

SOLUCIÓN

(a) Una solución hipotónica tiene una concentración menor de partículas disueltas que el líquido presente en la célula.

Figura 14.17 Micrografías electrónicas de barrido de glóbulos rojos humanos. (a) En una solución isotónica la concentración es la misma adentro y afuera de la célula. (b) En una solución hipertónica sale agua de las células y ello provoca la crenación (encogimiento) de éstas. (c) En una solución hipotónica entra agua en las células y, en consecuencia, éstas se hinchan. Se produce una hemólisis cuando un glóbulo rojo se rompe.



(a) Solución isotónica (b) Solución hipertónica (c) Solución hipotónica

(b) Una solución isotónica tiene la misma concentración de partículas disueltas que el líquido presente en la célula.

(c) Una solución hipertónica tiene una concentración mayor de partículas disueltas que el líquido presente en la célula.

EJERCICIO 14.15

(a) Describe la diferencia entre los términos plasmólisis y hemólisis.

(b) ¿Qué es la crenación?

Véanse los problemas 14.79-14.84.

Resumen del capítulo

Una solución es una mezcla homogénea constituida por un soluto disuelto en un disolvente. En las soluciones acuosas, el disolvente es agua. De una sustancia que se disuelve en un disolvente en particular se dice que es soluble, pero su solubilidad indica con más precisión la cantidad máxima de soluto que se disuelve en una cantidad específica de disolvente a una temperaturad ada.

Se dice que una solución que contiene una cantidad relativamente grande de soluto está concentrada, en tanto que una solución diluida contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto; pero estos términos son relativos y poco precisos. Se dice que una sustancia que parece no disolverse en un disolvente específico es insoluble, pero éste es otro término impreciso; un análisis químico puede mostrar que en efecto se disuelven trazas de la sustancia. La medida en que dos líquidos se disuelven el uno en el otro se indica mediante los términos miscible,p arcialmentem isciblee i nmiscible.

Solvatación es un término general que se emplea para describir el modo como las partículas de un soluto se hallan rodeadas de moléculas de disolvente en una solución. Hidratación es un término más restringido que identifica el disolvente como agua. En el caso de las sustancias no polares, resulta útil la regla de que "lo similar disuelve a lo similar", pero esto constituye una simplificación excesiva, en especial al referirse a la solubilidad de los compuestose na gua,d ondee si mportantel af ormaciónd ep uentesd eh idrógeno.

Las cantidades relativas de soluto y de disolvente en una solución pueden variar dentro de los límites de solubilidad, según la temperatura y las sustancias específicas presentes en la solución. Cuando hay más soluto que el que se disuelve en una cantidad determinada de disolvente (cuando la solución está saturada), se establece un equilibrio dinámico en el que algunas partículas de soluto se disuelven continuamente al mismo tiempo que otras partículas de soluto cristalizan de la solución. De una solución que contiene menos de la cantidad máxima de soluto a una temperatura dada se dice que no está saturada, y de una que contiene más de su límite de solubilidad, que está sobresaturada. Aunque casi todas las sustancias sólidas son más solubles a temperaturas más altas, esto no es característico de todos los sólidos. La presión tiene poco efecto en la solubilidad de los sólidos, pero en la solubilidad de los gases influye tanto la presión como la temperatura. La solubilidad de un gas en un líquidod isminuyea le levarsel at emperatura,p eroa umentac onl ap resión.

La concentración de las soluciones se expresa en términos cuantitativos de acuerdo con varios métodos, como son la molaridad, M; el porcentaje en volumen, % (v/v); el porcentaje en masa, % (p/p); partes por millón, ppm (o mg/L); y partes por billón (μg/L).

Las propiedades coligativas de las soluciones son aquéllas que dependen directamente del número de partículas de soluto y no de su identidad. Un aumento en el número de partículas de soluto en solución reduce el punto de congelación pero eleva el punto de ebullición y la presióno smótica.

Los coloides tienen partículas más grandes que las presentes en las soluciones verdaderas, pero más pequeñas que las partículas de las suspensiones. Los aerosoles, las espumas, lase mulsionesy l oss oless ond ispersionesc oloidales.

Durante la ósmosis, las moléculas de disolvente pasan a través de una membrana semipermeable hacia el compartimiento que contiene la solución más concentrada. Una solución isotónica contiene la misma concentración de partículas disueltas que la célula. Si la solución es hipotónica, puede haber plasmólisis o hemólisis. Si la solución es hipertónica, hay crenación.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Describel an aturalezad el ass olucionese ne ln ivelm olecular.[14.1]
2. Identificae ls olutoy e ld isolvented es olucionese específicas.[14.1]
3. Explica por qué los términos soluble e insoluble, miscible e inmiscible, concentrado yd iluidos onú tiles,a unquei mprecisos.[14.2]
4. Menciona tres cosas que ocurren cuando una sal entra en solución. [14.3]
5. Prediceq uét iposd ec ompuestoss ed isolveráne nd isolventese específicos.[14.4]
6. Describel ose quilibriosd inámicosd es olubilidad.[14.5]
7. Describel ose fectosd el at emperaturay l ap resióne nl as olubilidad.[14.6]
8. Utiliza curvas o datos de solubilidad para establecer solubilidades a temperaturas específicas.
9. Efectúa cálculos con expresiones de concentración y describe los pasos que se siguenp arap reparars oluciones.[14.7]
10. Describee jemplosp rácticosd ondei ntervenganp ropiedadesc oligativas.[14.8]
11. Describe las espumas y las emulsiones y cita ejemplos de ellas. [14.9]
12. Describel aó smosis,l ad iálisisy l ap resióno smótica.[14.10]
13. Describe la diferencia entre las soluciones isotónicas, hipotónicas e hipertónicas, y entrel ap lasmólisis,l ah emólisisy l ac renación.

Términos clave

agentes emulsificantes [14.9]
concentración [14.7]
crenación [14.10]
diálisis [14.10]
disolvente [14.1]
disolver [14.1]
dispersión coloidal [14.9]
efecto Tyndall [14.9]
emulsión [14.9]
espuma [14.9]
hemólisis [14.10]
hidratación [14.3]
impermeable [14.10]
inmiscible [14.2]
insoluble [14.2]
mezcla homogénea [14.1]
miscible [14.2]
molaridad [14.7]
ósmosis [14.10]
partes por billón [14.7]
partes por millón [14.7]
permeable [14.10]
plasmólisis [14.10]
porcentaje en masa [14.7]
porcentaje en volumen [14.7]
presión osmótica [14.10]
propiedades coligativas [14.8]
semipermeable [14.10]
sobresaturada [14.6]
solubilidad [14.2]
soluble [14.2]
solución [14.1]
solución acuosa [14.1]
solución concentrada [14.2]
solución diluida [14.2]
solución hipertónica [14.10]
solución hipotónica [14.10]
solución isotónica [14.10]
solución no saturada [14.5]
solución saturada [14.5]
soluto [14.1]
solvatación [14.3]
suspensión [14.9]

Problemas

Soluciones y terminología de solubilidad

14.1 Explica la diferencia entre el soluto, el disolvente y la solución.

14.2 Describe la naturaleza de las soluciones en el nivel molecular.

14.3 Identifica el soluto, el disolvente y el estado físico de estass oluciones.

a. Dióxido de carbono disuelto en agua para preparar bebidasc arbonatadas.
b. La capa externa de una moneda de 25 centavos de dólar (desde 1965), que contiene 75% de Cu y 25% de Ni.
c. El whisky escocés de 43 grados, que es (principalmente) 43% de etanol en agua.

14.4 Identifica el soluto, el disolvente y el estado físico de estass oluciones.

a. Clorog aseosod isueltoe na guae nu naa lberca.
b. Vinagre (5% de ácido acético y 95% de agua).
c. Latón (de 60 a 82% de Cu y de 18 a 40% de Zn).

14.5 Explica por qué es poco preciso el término “soluble”. Citau ne jemplo.

14.6 Explica por qué es poco preciso el término “insoluble”. Cita un ejemplo.

14.7 El alcohol butílico y el agua se disuelven el uno en la otra y viceversa en proporción limitada. ¿Cuál es el término que mejor describe la solubilidad de estas sustancias?

14.8 El alcohol isopropílico (alcohol para fricciones corporales) y el agua se disuelven el uno en la otra en cualquier proporción. ¿Cuál es el término que mejor describe la solubilidad de estas sustancias una en la otra?

14.9 ¿En qué difiere una solución diluida de una solución saturada?E xplicat ur espuesta.

14.10 ¿Qué significa este enunciado? El anticongelate (principalmente etilenglicol) es totalmente miscible en agua.

Solubilidad dec ompuestos iónicosyc ovalentes

14.11 En la regla "lo similar disuelve lo similar", ¿qué significae l término" similar"?

14.12 Explica por qué los cristales de $I_2(s)$ se disuelven sin dificultad en tetracloruro de carbono, CCl_4, y en hexano,C $H_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$, pero no en agua.

14.13 Explica el hecho de que la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, a diferencia de la mayor parte de las moléculas de seis carbonos, es soluble en agua.

14.14 Explica el hecho de que el hexano, C_6H_{14}, pese a ser líquido, no es miscible en agua.

14.15 Sin consultar la tabla 14.2, indica si es de esperar que los compuestos siguientes sean solubles o insolubles en agua. Explica cada respuesta. Puedes usar una tablap eriódica.

a. $CH_3CH_2NH_2$ b. CH_3OH
c. $(NH_4)_2SO_4$ d. NaBr
e. $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
f. K_2CO_3

14.16 Sin consultar la tabla 14.2, indica si es de esperar que los compuestos siguientes sean solubles o insolubles en agua. Explica cada respuesta. Puedes usar una tablap eriódica.

a. CH_3CH_2OH b. CH_3CH_2Cl
c. KCl d. $BaSO_4$
e. $HOCH_2CH_2OH$(etilenglicol)
f. $Ca(NO_3)_2$

14.17 Sin consultar la tabla 14.2, indica si es de esperar que los compuestos siguientes sean solubles o insolubles en agua. Explica cada respuesta. Puedes usar una tablap eriódica.

a. RbCl b. $(NH_4)_3PO_4$
c. $C_{10}H_{20}O$ d. Na_2CO_3

14.18 Sin consultar la tabla 14.2, indica si es de esperar que los compuestos siguientes sean solubles o insolubles en agua. Explica cada respuesta. Puedes usar una tablap eriódica.

a. $(NH_4)_2CO_3$ b. CS_2
c. $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2OH$
d. K_3PO_4

14.19 Explica por qué el amoniaco gaseoso, NH_3, es muy soluble en agua pero no en hexano.

14.20 Explica por qué el cloro gaseoso, Cl_2, que se agrega a las albercas no tiende a permanecer en solución y es necesarior eponerloc onstantemente.

14.21 Ciertos sólidos iónicos se disuelven en agua, y otros no. Explica estas diferencias en términos de cambios dee nergía.

14.22 Explica el hecho de que el NaCl es soluble en agua y, en cambio, el $AlPO_4$ es prácticamente insoluble en ella.

14.23 Describe lo que ocurre en el nivel molecular cuando el NaCl se disuelve en agua.

14.24 ¿Cuál es la diferencia entre "hidratación" y "solvatación"?

14.25 Con respecto a los compuestos siguientes, indica el grado de su solubilidad en agua mediante las categorías soluble, parcialmente soluble, insoluble y se descompone. (Consultal at abla1 4.2.)

a. Acetato de calcio (se emplea en el "calor enlatado")
b. El mineral "dolomita", que contiene carbonato de calcio y carbonato de magnesio. (Teniendo en cuenta las reacciones de los carbonatos, ¿cómo podrían formarsec avernase nl ad olomita?)
c. Compuestosd en itratos
d. Hidróxidosd em etalesd et ransición

14.26 Con respecto a los compuestos que siguen, indica el grado de su solubilidad en agua mediante las categorías soluble, parcialmente soluble, insoluble y se descompone. (Consultal at abla1 4.2.)

a. Cloruro de plata (sensible a la luz; se emplea en fotografía)
b. Sulfato de plomo(II) (presente en los depósitos de losb ornesd el osa cumuladoresd ea utomóvil)
c. Carbonatos y fosfatos (excepto los compuestos de amonioy d em etalesa lcalinos)
d. Sulfurosd em etalesa lcalinos

Equilibrios des olubilidad

14.27 En un equilibrio dinámico se llevan a cabo dos procesos con la misma velocidad. En el equilibrio de una solución saturada, ¿qué procesos ocurren con la mismav elocidad?

14.28 Supón que se añade más NaCl a una solución saturada de sal. ¿Qué se observa? ¿Qué es lo que ocurre en realidad?

14.29 La solubilidad del KNO_3 a 70.°C es de 135 g en 100. g de agua. A 10.°C la solubilidad se reduce a 20. g en 100. g de agua. Se agregaron con agitación 200. g de KNO_3 a 200. mL de agua.

a. A 70.°C, ¿cuántos gramos de cristales (en su caso) sea sentaráns ind isolverse?
b. Después de enfriar la solución a 10.°C, ¿cuántos gramos de cristales (en su caso) se pueden recuperar?

14.30 Con base en la información proporcionada en el problema anterior, ¿cuánto KNO_3 se disolverá en 80.0 g de agua a 70.°C? Si se enfría esta solución en un baño de hielo a 10.°C, ¿cuántos gramos de cristales (en su caso) sep uedenr ecuperar?

14.31 ¿Cuántos gramos de NaCl se disuelven en 350. g de agua a 20.°C? La solubilidad del NaCl a esta temperatura es de 36 g en 100. g de agua.

14.32 ¿Cuántos gramos de KCl se disuelven en 480. g de agua a 20°C? La solubilidad del KCl a esta temperatura es de 23.8 g en 100. g de agua.

Efectos de la presión y la temperatura en las olubilidad

14.33 Con base en la teoría cinética molecular, explica por qué la mayor parte de los solutos sólidos se tornan más solubles al aumentar la temperatura y, en cambio, losg asess eh acenm enoss olubles.

14.34 Los peces necesitan del oxígeno que se encuentra disuelto en el agua. ¿Sería buena idea hervir perfectamente el agua que se va a poner en un acuario para peces? Explicat ur espuesta.

14.35 ¿Se tornaría desabrido más pronto un vaso de bebida gaseosa tibia, o uno con bebida fría?

14.36 ¿Qué es lo que efectivamente provoca que una botella deb ebidag aseosas ed erramea la brirla?

14.37 ¿Se podrían disolver 50. g de NaCl en 175 g de agua? (Consulta la Fig. 14.5.)

14.38 ¿Se podrían disolver 50. g de Na_2SO_4 en 150. g de agua? (Consulta la Fig. 14.5.)

14.39 ¿Cuál de los incisos siguientes se refiere a una solucións obresaturada?

a. miel
b. jalea de uva
c. jugo de uva

14.40 Cuando se coloca un cristal como semilla en una solución sobresaturada a temperatura constante, se induce la precipitación. Cuando al parecer ya no precipita más sólido, ¿la solución está saturada, no saturada o sobresaturada?

Concentraciones: molaridad (repaso de la sección 9.6)

14.41 Si se te pidiera preparar 500. mL de una solución 0.10 M de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, ¿cuántos gramos de sacarosa emplearías? ¿Qué pasos seguirías para preparar la solución?

14.42 Si se te pidiera preparar 250. mL de una solución de NaOH 3.00 M a partir de NaOH sólido, ¿cuántos gramos de NaOH emplearías? ¿Qué pasos seguirías para prepararl as olución?

14.43 Un procedimiento pide 0.040 mol de sacarosa. ¿Cuántos mililitros de una solución de sacarosa 0.100 M (preparadae ne lp roblema1 4.41)e mplearías?

14.44 Un procedimiento pide 0.150 mol de NaOH. ¿Cuántos mililitros de una solución de NaOH 3.00 M (preparada en el problema 14.42) emplearías?

14.45 ¿Cuántos mililitros de solución de sacarosa 0.100 M (preparada en el problema 14.41) emplearías para obtener8 .00g d es acarosa?

14.46 ¿Cuántos mililitros de solución de NaOH 3.0 M (preparada en el problema 14.42) emplearías para obtener 8.00 g de NaOH?

Concentraciones:p orcentaje env olumen

14.47 ¿Cuál es la concentración porcentual en volumen de una solución que contiene 200. mL de etanol y agua suficiente para completar 500. mL de solución? ¿Cuál componentee se ls olutoy c uále se ld isolvente?

14.48 ¿Cuál es la concentración porcentual en volumen de una solución que contiene 300. mL de alcohol isopropílico y agua suficiente para completar 400. mL de solución? ¿Cuál componente es el soluto y cuál es el disolvente?

14.49 ¿Cuántos mililitros de alcohol isopropílico emplearías para preparar 500. mL de una solución de alcohol isopropílico al 60.0% (v/v)? ¿Cómo prepararías la solución?

14.50 ¿Cuántos mililitros de acetona emplearías para preparar 500. mL de una solución de acetona al 60.0% (v/v)?¿ Cómop repararíasl as olución?

14.51 Si un vino es etanol al 10.0% (v/v), ¿cuántos mililitros de etanol hay en una botella de vino de 750. mL?

14.52 Si un vino es etanol al 12.0% (v/v), ¿cuántos mililitros de etanol hay en un vaso de vino de 120. mL?

Concentraciones:p orcentaje enm asa

14.53 Indica cuántos gramos de soluto y cuántos gramos de agua se deben emplear para preparar las soluciones acuosass iguientes.

a. 800. g de solución de sacarosa al 0.25% (p/p)
b. 800. g de solución de KCl al 0.25% (p/p)
c. 5.0 kg de una solución de NaCl al 0.92% en masa ques ee mpleac omo“ solucións alina”

14.54 Indica cuántos gramos de soluto y cuántos gramos de agua se deben emplear para preparar las soluciones acuosass iguientes.

a. 500. g de solución de glucosa al 5.0% (p/p)
b. 500. g de solución de $NaHCO_3$ al 5.0% (p/p)
c. 2.0 kg de una solución de carbonato de sodio al 3.0% en masa

14.55 El ácido nítrico concentrado es HNO_3 al 70.0% en masa. ¿Cuántos gramos de HNO_3 hay en 500. g del ácido?

14.56 El ácido clorhídrico concentrado que se utiliza en el laboratorio es HCl al 38.0% en masa. ¿Cuántos gramos de HCl hay en 500. g del ácido?

Conversionesd ec oncentración: PPM, PPB y PPT

14.57 La concentración máxima de plomo que se permite en el agua potable es de 0.015 ppm. Expresa esta concentración en partes por millar empleando notación científica.

14.58 La concentración máxima de zinc que se permite en el agua potable es de 5.00 ppm. Expresa esta concentración en partes por millar empleando notación científica.

14.59 Expresa 5.0 ppb en partes por millón.

14.60 Expresa 0.840 ppm en partes por billón.

14.61 El límite de arsénico en el agua potable establecido por la Environmental Protection Agency de Estados Unidos es de 0.05 ppm. ¿A cuánto equivale este valor en miligramos por litro y en partes por billón?

14.62 El límite de mercurio en el agua potable establecido por la Environmental Protection Agency de Estados Unidos es de 0.002 ppm. ¿A cuánto equivale este valor en miligramos por litro y en partes por billón?

14.63 Una sola dosis de etanol, C_2H_5OH, eleva el nivel intracelular de iones calcio. Los iones Ca^{2+} liberados por el etanol 0.10 M matan las células del hígado de las ratas [*Science*, **224**, 1361 (1984)]. Expresa esta concentración en gramos por litro. ¿Cuál es el porcentaje en volumen? (La densidad del etanol es de 0.785 g/mL.)

14.64 Una solución de cianuro que se emplea para lixiviar oro de su mena se prepara agregando 1 lb de cianuro de sodio, NaCN, a 1 ton de agua. Indica la concentración de NaCN en (a) porcentaje en masa y (b) partes por millón. (1 ton = 2000 lb.)

Dilución:u nr epaso(véasel as ección 9.6)

14.65 ¿Qué volumen de una solución antiséptica al 70.0% (p/p) se necesita para preparar 350. mL de una solución al 40.0% (p/p)? ¿Cuánta agua se debe agregar?

14.66 ¿Qué volumen de una solución de $NaHCO_3$ al 10.0% (p/p) se necesita para preparar 275 mL de una solución al 2.00% (p/p)? ¿Cuánta agua se debe agregar?

14.67 ¿Cuántos mililitros de una solución acuosa de NH_3 15.0 M se necesitan para preparar 100. mL de una solución de NH_3 6.00 M? ¿Cómo se debe preparar la solución?

14.68 ¿Cuántos mililitros de una solución acuosa de HCl 12.0 M se necesitan para preparar 500. mL de una solución de HCl 0.100 M? ¿Cómo se debe preparar la solución?

14.69 ¿Cuál sería la molaridad de una solución obtenida mezclando 50.0 mL de solución ácida de HCl 3.00 M con 70.0 mL de H_2O?

14.70 ¿Cuál sería la molaridad de una solución obtenida mezclando 250.0 mL de solución ácida de NaOH 6.00 M con 150. mL de H_2O?

Propiedadesc oligativas

14.71 ¿Qué sería más eficaz como anticongelante si se agrega a un radiador: 5 kg de etanol, C_2H_5OH, o 5 kg de metanol, CH_3OH? *Sugerencia*: Considera la masa molar y eln úmerod ep artículas.

14.72 ¿Qué sería más eficaz para impedir que las calles se congelen: un cierto número de moles de cloruro de sodio, NaCl, o el mismo número de moles de $CaCl_2$? Explica tu respuesta. ¿Por qué casi todos las instituciones a cargo de las calles y carreteras utilizan ambas sustancias?

14.73 ¿Cuántas partículas de soluto proporciona cada unidad formular de los compuestos siguientes cuando están en solución? (Considera los compuestos iónicos y covalentesd escritose ne lc apítulo8 .)

a. $CaCl_2$
b. NaOH
c. $(NH_4)_3PO_4$
d. $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarosa)

14.74 ¿Cuántas partículas de soluto proporciona cada unidad formular de los compuestos siguientes cuando estáne ns olución?

a. KCl
b. CH_3OH
c. $(NH_4)_2SO_4$
d. $C_2H_6O_2$ (etilenglicol)

Coloides

14.75 Compara los tamaños de partícula de soluciones, coloides y suspensiones. ¿Cuál es el intervalo de tamaño de partícula en el caso de los coloides?

14.76 ¿Por qué a veces se puede ver el haz de luz que entra a una habitación por la ventana? Explica tu respuesta.

14.77 Con respecto a cada uno de los ejemplos siguientes, indica el *tipo* de dispersión coloidal (espuma, aerosol, emulsión, etc.), la fase de las partículas y la fase del mediod ispersante.

a. mantequilla
b. mayonesa
c. malvavisco
d. fijadorp arae lc abello

14.78 Con respecto a cada uno de los ejemplos siguientes, indica el tipo de dispersión coloidal (espuma, aerosol, emulsión, etc.), la fase de las partículas y la fase del mediod ispersante.

a. niebla
b. jalea
c. jabónq uef lota
d. cremad er asurar

Ósmosis y diálisis

14.79 Ciertos alimentos se conservan en soluciones de salmuera (agua salada concentrada) porque la salmuera mata las bacterias. Indica si las bacterias sufren plasmólisis,h emólisiso c renación.E xplicat ur espuesta.

14.80 Si mantienes las manos dentro de una solución de salmuera durante cierto tiempo, se arrugan. Explica por qué.

14.81 Describe las diferencias entre las soluciones que son isotónicas,h ipotónicase h ipertónicas.

14.82 ¿En qué condiciones ocurre la plasmólisis, la hemólisis y la crenación?

14.83 Un aerosol nasal que se vende sin receta médica es NaCl al 0.65%. Indica si esta solución es isotónica, hipotónicao h ipertónica.

14.84 Indica si una solución de NaCl al 5.0% es isotónica, hipotónicao h ipertónica.

Estudiantes en *acción*

¿Suspensión, coloide o disolución?

Hay una forma sencilla de decidir si las partículas de una disolución son lo bastante grandes para que ésta se considere un coloide (partículas dispersas de tamaño intermedio), una suspensión (partículas dispersas más grandes que se sedimentan) o una disolución (partículas de soluto más pequeñas). Cuando un rayo de luz atraviesa un líquido coloidal, se puede ver claramente la trayectoria del rayo en el líquido. Las partículas son demasiado pequeñas para ser visibles, pero tienen el tamaño suficiente para reflejar la luz de sus superficies. Este fenómeno se conoce como efecto Tyndall (en honor al físico irlandés que lo explicó) y ocurre porque las partículas dispersas del coloide tienen el mismo tamaño que el de la longitud de onda de la luz visible (400-700 nm). Las disoluciones no presentan efecto Tyndall. Sus partículas son tan pequeñas que no se sedimentan y no se les puede ver ni siquiera con gran aumento.

Materiales y reactivos

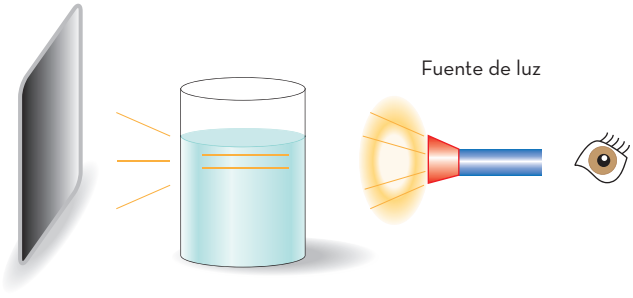
- 1 lámpara
- 6 vasos de precipitados de 100 mL
- 1 soporte universal
- Pinzas de tres dedos con nuez
- 3 embudos de vidrio
- Varillas de vidrio
- Papel filtro de poro fino
- Cloruro de sodio 0.1 M
- Agua sucia o lodosa
- Sulfato de bario 0.5 M

Procedimiento

Antes de iniciar, prepara las disoluciones A, B y C:

Disolución A	Disolución B	Disolución C
250 mL de cloruro de sodio 0.1 M	Agua sucia turbia o lodosa	250 mL de sulfato de bario 0.5 M

1. Llena a la mitad un vaso de precipitados de 100 mL con la disolución A. Examina su color y si es transparente o turbia. Agita la mezcla con una varilla de vidrio, después de un pequeño lapso verifica si hay sedimentación. Observa su color, transparencia o turbidez y completa la tabla 1.
2. Coloca el vaso de precipitados en la superficie de la mesa de trabajo, apaga las luces y sitúa la lámpara encendida al mismo nivel del vaso, haciendo pasar el rayo de luz a través de la disolución. ¿Se aprecia el rayo de luz cuando atraviesa la muestra? Escríbelo en la tabla 1. Concluye si se trata de una disolución, un coloide o una suspensión.



3. Filtra la disolución A. Recoge el filtrado y repite los pasos 1 y 2. Revisa en el papel filtro si se eliminaron las partículas del líquido. Anota tus observaciones en la tabla. Marca si la sustancia A es una disolución, un coloide o una suspensión.
4. Repite los pasos 1 a 3 para las disoluciones B y C.

Disolución	Color	¿Transparente o turbia?	¿Sedimentó? (sí o no)	Aspecto del papel filtro (retuvo sólidos, sí o no)	Clasificación: disolución, coloide o suspensión
A(original)				No aplica	
A(filtrada)					
B(original)				No aplica	
B(filtrada)					
C(original)				No aplica	
C(filtrada)					

capítulo

15

Velocidades de reacción y equilibrio químico

CONTENIDO

15.1 Velocidades de reacción: teoría de colisiones

15.2 Factores que gobiernan las velocidades de reacción

15.3 Reacciones reversibles y equilibrio

15.4 Principio de Le Châtelier

15.5 Efecto de un catalizador en un sistema

15.6 Expresión de la constante de equilibrio

Se establece un equilibrio dinámico entre dos pisos de un edificio cuando el número de personas que suben por la escalera mecánica es igual que el de las que bajan por ella cada hora.

Ciertas reacciones, como la combustión de gasolina en un motor, se llevan a cabo con rapidez explosiva. Otras, en cambio, como el enmohecimiento del hierro, son sumamente lentas. En el capítulo 10 se describieron varios tipos de reacciones, pero fue poco lo que se dijo acerca de las diferentes velocidades de esas reacciones o de la medida en que se llevan a cabo. Iniciaremos este capítulo con un examen de los factores que influyen en las velocidades de reacción.

La medida en que las sustancias químicas reaccionantes se transforman en productos es también muy importante. En ciertas reacciones, prácticamente todos los reactivos se convierten en productos. (El motor de un automóvil se "afina" para conseguir la conversión total de la gasolina en dióxido de carbono y agua). Muchas otras reacciones son reversibles; es decir, los productos reaccionan para formar nuevamente las sustancias originales. Una reacción que se lleva a cabo en un recipiente cerrado parece detenerse en un momento dado porque las concentraciones de reactivos y productos dejan de cambiar.

En este punto se establece un equilibrio entre las reacciones en un sentido y en el sentido inverso. Las condiciones que influyen en los equilibrios de reacción son importantes en los proceso bioquímicos, e incluyen el balance hormonal y la respiración. También tienen gran importancia en las cuestiones ambientales, como el ciclo global del agua, y en las actividades industriales como la refinación del petróleo y la producción de amoniaco.

En este capítulo se estudiarán los factores que influyen en las velocidades de reacción y en los equilibrios químicos. Aunque se trabajará principalmente con reacciones sencillas, los principios que aquí se describen también son aplicables a sistemas más complejos, por ejemplo, la química de las células vivas.

15.1 Velocidades de reacción: teoría de colisiones

El término **cinética química** se refiere al estudio de las **velocidades de reacción** y de los factores que influyen en ellas. Para que los átomos, moléculas o iones puedan reaccionar, antes se deben encontrar, es decir, deben *chocar*. En segundo lugar, deben acercarse con la orientación apropiada a menos que las partículas en cuestión sean átomos o moléculas simétricas pequeñas. En tercer lugar, la colisión debe aportar cierta energía mínima, llamada *energía de activación*. Examinemos con más detenimiento cada uno de estos factores.

Frecuencia de colisión

El primer factor, la **frecuencia de colisión**, está gobernado por la concentración y la temperatura. Cuanto más concentrados estén los reactivos, con mayor frecuencia chocarán las partículas, simplemente porque hay más de ellas en un volumen dado. Un incremento de temperatura también aumenta la frecuencia de colisión porque las partículas se desplazan con más rapidez a temperaturas más altas y, en consecuencia, entran en contacto más a menudo. Estos efectos se estudiarán con más detenimiento en la sección 15.2.

Orientación

La **orientación** se refiere a la posición relativa de las partículas unas con respecto a otras (su geometría) en el momento de la colisión. Si una partícula perfectamente simétrica, como una bola de billar, por ejemplo, choca con otra partícula perfectamente simétrica, la colisión es equivalente cualquiera que sea la "cara" de la partícula simétrica que recibe el impacto. Sin embargo, para atrapar una pelota de béisbol es muy importante la orientación del guante respecto a la pelota. De modo análogo, cuando dos personass ea proximanp arab esarse,e se videnteq ues uo rientacióne si mportante.

En el caso de las reacciones químicas hay algunas circunstancias en que la orientación no es importante. Cuando dos átomos de hidrógeno reaccionan para formar una molécula de hidrógeno,

$$2\,H \longrightarrow H_2$$

su orientación carece de importancia porque los átomos de hidrógeno se comportan como nubes electrónicas simétricas (esféricas). No hay delante, detrás, arriba ni abajo; todas las "caras" de los átomos de hidrógeno son iguales. Sin embargo, para la mayor parte de las partículas es indispensable una orientación correcta durante la colisión. Por ejemplo, considera la ecuación química de la reacción del dióxido de nitrógeno, NO_2, con CO para formar NO y CO_2.

$$NO_2(g) + CO(g) \longrightarrow NO(g) + CO_2(g)$$

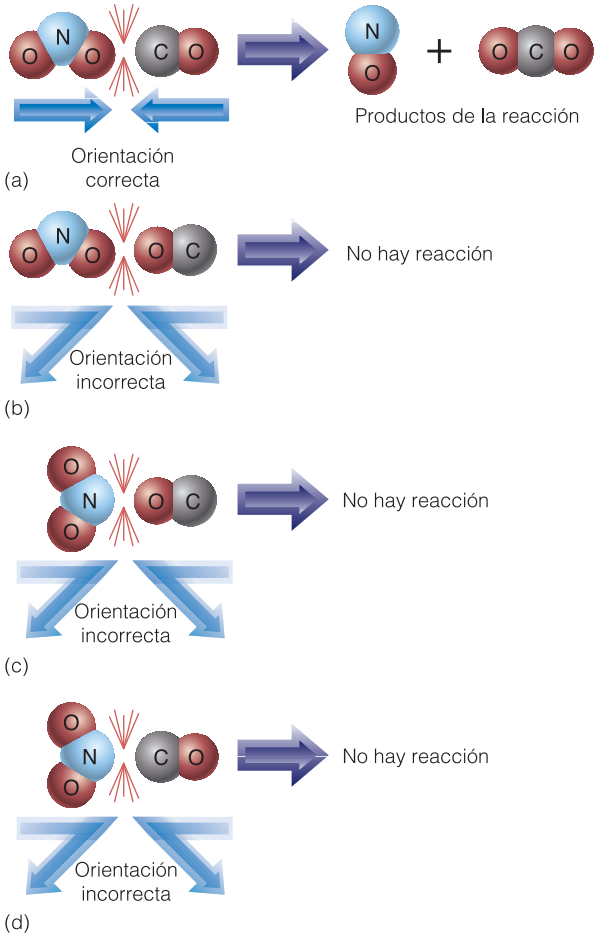


Figura 15.1 Para que una reacción se lleve a cabo, las moléculasd ebenc hocarc onl a orientacióńc orrecta. En esta reacción, la colisión debe ocurrir de modo tal que permita al átomo de oxígeno del NO_2 chocar con el átomo de carbono del CO.

Durante esta reacción se transfiere un átomo de oxígeno del NO_2 al CO para producir NO y CO_2. Para que esta transferencia se lleve a cabo, es necesario que un átomo de oxígeno del NO_2 choque con el átomo de carbono del CO. La figura 15.1 muestra la orientación que se necesita para esta reacción, así como algunas colisiones posibles que son ineficaces.

Energía de activación

Una reacción no se lleva necesariamente a cabo cuando las moléculas que chocan tienen la orientación correcta. Dos moléculas que se golpeen con suavidad probablemente rebotarán sin reaccionar. Cuando las partículas chocan, deben poseer una cantidad específica de energía cinética para que se produzca una *colisión eficaz* (una reacción). Esta energía cinética mínima (de colisión) que las moléculas deben tener se llama **energía de activación**, y se abrevia Ea. La energía de activación de una reacción depende de los tipos específicos de moléculas participantes. En el caso de las reacciones que se llevan a cabo instantáneamente al mezclar los reactivos, la energía de activación es pequeña. Lasr eaccionesq uet ardane ni niciarset ienenu nae nergíad ea ctivacióng rande.

Los cambios de energía potencial en las reacciones químicas se describieron en la sección 11.7. Recuerda que las reacciones *exotérmicas* son aquéllas en las que se desprende de calor durante la reacción y cuyos productos son más estables y de menor energía que los reactivos. Se podría pensar, por tanto, que todas las reacciones exotérmicas ocurren instantáneamente al mezclar los reactivos, pero no es así. ¿Cuál es, entonces, la barrera que impide que reaccionen instantáneamente? Esta barrera es la energía de activación que

Conexión con el aprendizaje
Exergónica es el término general con el que se describe cualquier reacción que libera calor, luz o cualquier otra forma de energía.

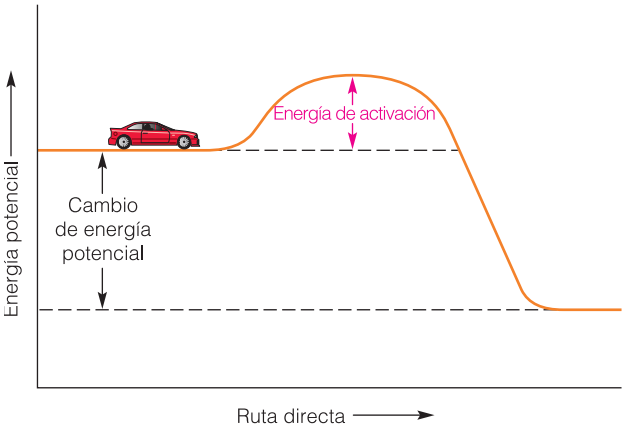


Figura 15.2 Sep uedei maginar lae nergíad ea ctivaciónc omou na "colinad ee nergía"q uee sn ecesario remontarp araa lcanzare l" valled e estabilidad"d elo trol ado.

es necesario superar para obtener los productos, no obstante que éstos se hallan en un nivel de energía más bajo. Como se muestra en la figura 15.2, superar la energía de activación es comparable a empujar un auto hasta la cima de una colina para que pueda rodar cuesta abajo hasta un valle que se encuentra en un nivel inferior (una energía potencial menor).

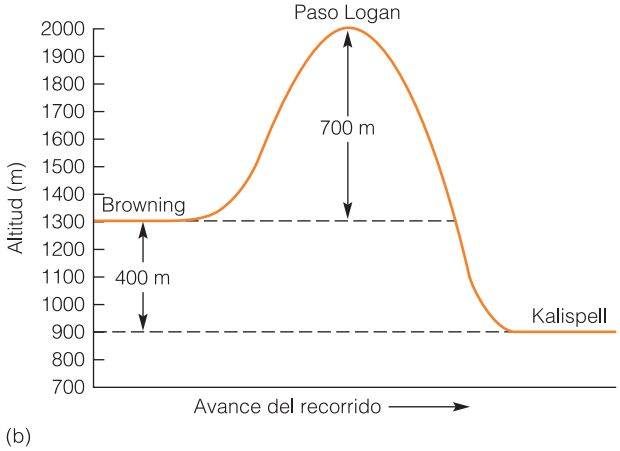
Como analogía adicional, imagina que te hallas en las población de Browning, Montana (altitud 1300 m) y quieres viajar a Kalispell (altitud 900 m). Una ruta que podrías seguir sería la que conduce por la Carretera Camino al Sol a través del Parque Nacional de los Glaciares. Si tomas esta ruta, tendrías que cruzar las montañas Rocosas por el Paso Logan (altitud 2000 m). Primero tendrías que subir 700 m, pero después todo el camino sería cuesta abajo (Fig. 15.3).

Conexión con el aprendizaje
El análisis del recorrido de Browning a Kalispell sirve como analogía, pues ayuda a imaginar un proceso complejo comparándolo con uno que se puede visualizar. Sin embargo, no se debe esperar que una analogía sea exacta en todos sentidos.

Ahora bien, como reacción específica conviene considerar la combustión del carbón vegetal (carbono), que contiene mucha energía química. El carbono reacciona con el oxígeno y forma dióxido de carbono, con desprendimiento de energía calorífica. Pero el carbón vegetal no reacciona con rapidez con el oxígeno a las temperaturas ordinarias. De hecho, el carbón vegetal se puede almacenar indefinidamente sin que reaccione con el oxígeno del aire. Para que el carbón vegetal se encienda y arda de forma regular, es necesario elevar su energía hasta un valor específico que corresponde a la energía de activación (Fig. 15.4). Una vez que se alcanza este nivel energético, la energía liberada por la reacción hará que ésta continúe. En conjunto, la reacción libera más energía de la que se aporta: la reacción es

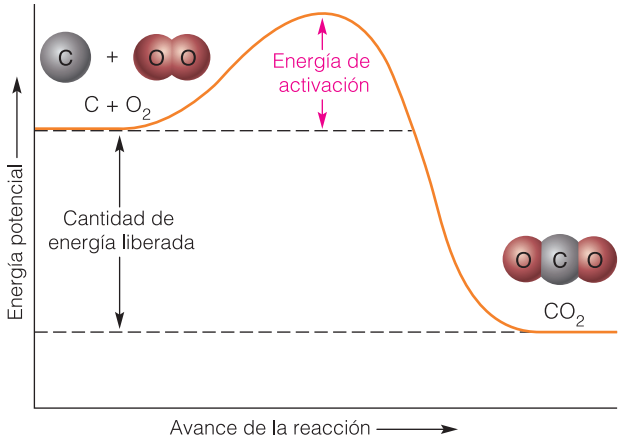
Figura 15.3 (a) Para ir de Browning, Montana, a Kalispell por la Carretera Camino al Sol, primero habría que subir hasta el paso Logan, no obstante que Kalispell está a una altitud 400 m menor que Browning.(b)D iagramad en ivelesd ee nergíaq uer epresental asp osiciones.

(a)



(b)

(a)



(b)

Figura 15.4 Combustión del carbón vegetal (a). Para pasar de los reactivos (carbono y oxígeno) al producto (dióxido de carbono), primero es necesario aportar cierta energía —la energía de activación— al sistema (b).

exotérmica. (En una reacción *endotérmica*, es necesario aportar más energía de la que se desprende.)

La glucosa, $C_6H_{12}O_6$, un tipo de azúcar, arde en oxígeno y libera energía. Al principio, los reactivos (glucosa y oxígeno) están en un nivel energético más alto que los productos (dióxido de carbono y agua), como se muestra en la figura 15.5. Pero esto no significa que la reacción siga una ruta directa cuesta abajo de los reactivos a los productos. De hecho, la glucosa puede estar en un recipiente abierto, expuesta al oxígeno del aire, sin que haya una reacción perceptible. Como en el caso de la reacción del carbón vegetal con el oxígeno, es necesario suministrar cierta cantidad de energía —la energía de activación— para que la glucosa arda. La reacción en conjunto libera energía; es exotérmica.

Un diagrama de energía de activación (como el de la figura 15.5) se puede leer de izquierda a derecha o de derecha a izquierda. En el caso de la combustión (oxidación) de la glucosa, se considera una reacción exotérmica en la que reactivos de mayor energía se convierten en productos de menor energía. Si se lee este diagrama en sentido opuesto, los cambios de energía representados son los que ocurren durante la reacción endotérmica conocida como fotosíntesis. Observa que la ascensión hasta la cima de la "colina de energía" es más prolongada desde un lado que desde el otro. Esta ascensión (la diferencia entre la cima de la colina de energía y los reactivos) corresponde a la energía de activación, Ea. Por consiguiente, la energía de activación para la fotosíntesis, esto es, la reacción inversa, es mayor que la energía de activación para la oxidación de la glucosa, la reacción directa (Fig. 15.5).

Letreros divertidos

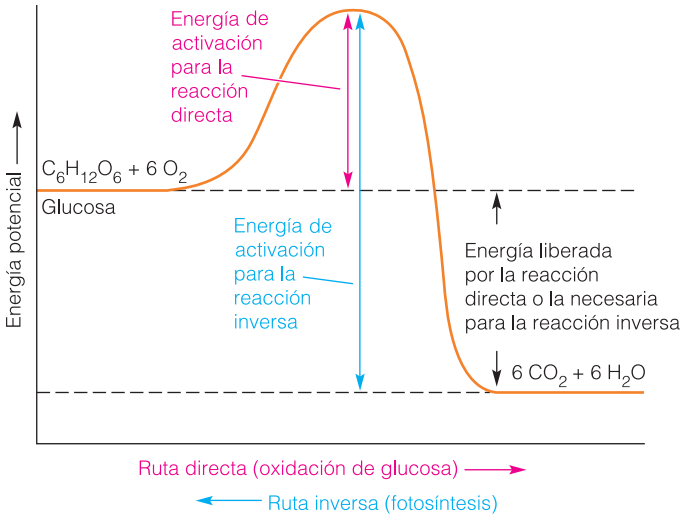


Figura 15.5 Conr especto alm etabolismou o xidaciónd el a glucosa, la ruta de reacción es directay p asap ore ncimad e lap equeñac olinad ee nergía de activación. Por lo que toca a la fotosíntesisd eg lucosa,l ar eacción siguel ar utai nversap ore ncima de una colina de energía de activaciónm ásа lta.L ar eacción directal iberau nac antidadn eta dee nergía,p eros en ecesitau n aporte de energía para la reacción inversa:l af otosíntesis.

Ciertas sustancias, llamadas *catalizadores* (entre ellas el catalizador del convertidor catalítico de un automóvil), pueden reducir considerablemente la energía de activación y, con ello, aumentar la velocidad de reacción sin ser consumidas. En la siguiente seccións e describiránl osc atalizadores.

El diagrama de energía potencial que muestra la energía de activación como una "colina de energía" es en realidad una simplificación exagerada de los cambios de energía. De hecho, uno rara vez cruza una montaña subiendo en línea recta por un lado y bajando de igual modo por el otro. De forma análoga, las reacciones pocas veces proceden con un cambio de energía potencial uniforme, de un solo máximo.

Multiplicando los tres factores descritos en esta sección se obtiene la velocidad global de una reacción química.

$$\text{Velocidad de reacción} = \text{Factor de frecuencia de colisión} \times \text{Factor de orientación de colisión} \times \text{Factor de energía de colisión}$$

Cuando se mide una velocidad de reacción en el laboratorio, se expresa como *un cambio de concentración por unidad de tiempo*.

EJEMPLO 15.1 Conceptos de energía de activación

Consultal af igura1 5.5p arar espondere stasp reguntas.

(a) Compara la energía de activación para la fotosíntesis con la energía de activación parae lm etabolismo(oxidación)d el ag lucosa.

(b) Justifica o critica este enunciado: la energía de activación no influye en el cambio de energía global de la reacción.

SOLUCIÓN

(a) La energía de activación para la oxidación de la glucosa (la reacción directa) es pequeña en comparación con la energía de activación para la fotosíntesis (la reacción inversa).

(b) El enunciado es correcto. La energía de reacción es la diferencia entre la energía potencial de los reactivos y la de los productos. (La altura de la "colina de energía" no influye en el cambio neto de energía.)

Véanse los problemas 15.1 -15.10.

EJERCICIO 15.1

(a) Describe tres factores que determinan la velocidad global de una reacción química.

(b) Con base en la experiencia práctica, ¿qué tiene una energía de activación menor: la combustión del metano (gas natural) o la combustión de la madera?

15.2 Factores que gobiernan las velocidades de reacción

En la sección precedente se indicaron tres factores que influyen en las velocidades de reacción. La frecuencia de colisión —el primer factor mencionado— está gobernado por la temperatura y por la concentración. Ahora se describirán estos efectos con cierto detenimiento, y también se analizará el efecto de los catalizadores y del área superficial.

Efecto de la temperatura en la velocidad de reacción

Por lo general, las reacciones se llevan a cabo con más rapidez cuando las temperaturas son altas. Por ejemplo, un asado en el horno o un bistec en la parrilla se cocinan más pronto a

temperaturas más altas. Por el contrario, una reducción de la temperatura generalmente retarda la velocidad de reacción. Guardamos los alimentos en el refrigerador o en el congelador para retardar las reacciones químicas que tienen lugar cuando el alimento se echa a perder. De modo análogo, un acumulador de automóvil puede no suministrar la energía suficiente para arrancar el motor en una mañana muy fría. Incluso los insectos se mueven con más lentitud en el otoño, cuando las temperaturas son más bajas. Esto se debe a que la temperatura del entorno gobierna la temperatura corporal de estas criaturas de sangre fría, y sus reacciones bioquímicas se hacen más lentas a temperaturas más bajas.

Existeu nar eglae mpíricag eneral.

En muchos casos, la velocidad de reacción aproximadamente se duplica cuando la temperaturaa umenta1 0°C.

La velocidad de reacción se explica en términos de la teoría cinética molecular (Sec. 12.2), la cual afirma que las moléculas se desplazan con más rapidez a temperaturas más altas. Cuando las moléculas se mueven más aprisa, chocan con más frecuencia y tienenm áse nergía.

Conexión con el mundo real
Hibernación y química
Cuando los animales hibernan, su temperatura corporal es baja, y por ello también lo son sus tasas metabólicas. Con una tasa metabólica reducida, disminuye la necesidad de alimento. Esto permite al animal que hiberna sobrevivir durante el invierno.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Temperaturasc orporales: fiebre eh ipotermia

Normalmente, las reacciones químicas que se llevan a cabo en nuestro cuerpo se efectúan a una temperatura constante de 37.0°C (98.6°F). Una elevación de la temperatura de algunos grados (una fiebre) provoca un incremento del ritmo del pulso, de la respiración y de la rapidez de las reacciones bioquímicas. Un descenso de la temperatura corporal de algunos grados retarda considerablemente estos mismos procesos. Cuando ocurre una caída apreciable de la temperatura corporal interna, se observan síntomas de hipotermia.

Temperatura corporal interna (°C)	Síntoma
37	Temperaturac orporaln ormal
35-36	Temblori ncontrolable
33-35	Confusión, amnesia
30-32	Rigidezm usculary e nvaramiento
26-30	Inconciencia,l atidose rráticos
Pora bajod e2 6	Insuficienciac ardiaca,m uerte

Para la cirugía del corazón, a veces se reduce la temperatura del paciente hasta alrededor de 28 o 30°C. En condiciones ordinarias, el cerebro sufre daños permanentes si se interrumpe el suministro de oxígeno durante más de 5 minutos; sin embargo, a una temperatura más baja los procesos metabólicos —las reacciones bioquímicas— se retardan y las necesidades de oxígeno se reducen. El cirujano puede detener el latido del corazón, practicar una operación quirúrgica de una hora al corazón, y luego poner de nuevo en marcha el corazón y restaurar la temperatura del paciente a su nivel normal.

La cirugía del corazón con puente vascular se puede llevar a cabo si se aísla el corazón del paciente de la circulación general y se enfría por debajo de 15°C para retardar los procesos metabólicos y reducir al máximo el posible daño a los tejidos. La cánula que se observa en la esquina superior derecha suministra una solución salina a 4°C que baña el corazón mientras se implanta un injerto vascular (bypass).

Los efectos de la temperatura en los sistemas vivos son fundamentales para la vida, pero la manipulación de las velocidades de reacción mediante cambios de temperatura presenta severas restricciones. Un aumento de temperatura puede destruir las enzimas que regulan las reacciones químicas dentro de las células y que son imprescindibles para la vida. (Una forma de matar los gérmenes es por esterilización.) En el caso de las células vivas, el intervalo de temperaturas óptimas es bastante estrecho. Tanto las temperaturas más altas como las más bajas puedeni ncapacitara u ns erv ivoo i nclusop rovocars um uerte.

- Cuando se mueven con más rapidez, chocan más a menudo y ello aumenta la velocidad de reacción.
- Las moléculas con movimiento rápido a temperaturas más altas también tienen más energía cinética. (La temperatura es una medida de la energía cinética media de las moléculas.) Como se describió en la sección precedente, las partículas deben chocar cuando menos con la energía de activación mínima para que las colisiones sean eficaces (productoras de reacción). A temperaturas más altas, una fracción más grande de las moléculas que chocan posee la energía suficiente —la energía de activación— para romper los enlaces covalentes de las moléculas reaccionantes.

En el caso de la reacción del hidrógeno gaseoso con cloro gaseoso,

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\ HCl$$

Mecanismos de reacción Esta ecuación nada dice acerca del orden en que se rompen los enlaces. A la serie pormenorizada de pequeñas etapas de reacción se le llama mecanismo de reacción.

Es preciso romper los enlaces H—H y Cl—Cl para que la reacción se lleve a cabo. Se trata de una reacción exotérmica; una vez que se ha iniciado, la energía que se desprende durante la formación de los enlaces de hidrógeno con cloro compensa sobradamente la energía necesaria para romper los enlaces H—H y Cl—Cl. En consecuencia, hay una conversiónn etad ec iertac antidadd ee nergíaq uímicae ne nergíat érmica.

Efecto de la concentración en la velocidad de reacción

En la frecuencia de colisión y, por tanto, en la velocidad de reacción, influye también la concentración de los reactivos. Cuantas más moléculas reaccionantes hay en un volumene específicod el íquidoo g as,m ásc olisioneso currenp oru nidadd et iempo.

Por ejemplo, al encender una vela ésta arde lentamente en el aire (Fig. 15.6a). Si se pone la vela encendida en oxígeno puro, arderá con mucho mayor rapidez (Fig. 15.6b). Esta reacción más rápida se interpreta en términos de la concentración de oxígeno. El aire contiene sólo una quinta parte de oxígeno; por tanto, la concentración de moléculas de O_2 en el oxígeno puro a una misma temperatura y presión es aproximadamente cinco veces mayor que en el aire. La velocidad de reacción aumenta con la concentración de O_2.

En el caso de las reacciones en solución, se puede aumentar la concentración de un reactivo si se disuelve una cantidad mayor. Uno de los primeros estudios sobre velocidades de reacción fue el realizado por Ludwig Wilhelmy en 1850, quien estudió la velocidad de reacción de la sacarosa (azúcar de caña o de remolacha) con agua en solución ácida. Los productos son dos azúcares más sencillos: glucosa y fructosa.

$$\text{Sacarosa} + H_2O \xrightarrow{HCl(ac)} \text{Glucosa} + \text{Fructosa}$$

(a) (b)

Figura 15.6 Velaa rdiendoe na ire (a) y en oxígeno puro (b). Lar eacciónm ásr ápidae no xígeno puros ei nterpretae nt érminosd e lac oncentraciónd eo xígeno.L a concentraciónd em oléculasd eO_2 ene lo xígenop uroe sa lrededord e cinco veces mayor que en el aire. Lav elocidadd er eaccióna umenta con la concentración de O_2.

Por el momento no nos ocuparemos de las fórmulas químicas de estos azúcares. El ácido clorhídrico, HCl, acelera la reacción pero no es consumido por ella; es un *catalizador* —véase el tema que sigue—, por lo que su fórmula se suele escribir encima de la flecha. Wilhelmy encontró que la velocidad de reacción era proporcional a la concentración de sacarosa. Si duplicaba la concentración de sacarosa, la velocidad de reacción también se duplicaba.

Eng eneral,s il at emperaturae sc onstante,

Conexión con el mundo real
Las abejas producen miel por medio de esta misma reacción, empleando la enzima invertasa como catalizador para formar la miel, una mezcla de sacarosa, glucosa y fructosa.

La velocidad de reacción se relaciona cuantitativamente con las cantidades de sustanciasr eaccionantes.

Esta relación, empero, no es necesariamente simple. Para saber cuáles sustancias reaccionantes determinan la velocidad, es preciso conocer el **mecanismo de reacción**, es decir, el detalle paso a paso de cómo las moléculas chocan, se separan y se combinan de nuevo. Lee el recuadro de aplicación "Mecanismos de reacción".

Efecto de los catalizadores en la velocidad de reacción

La reacción en la que el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se descompone en oxígeno gaseoso y agua se lleva a cabo muy lentamente a temperatura ambiente en la oscuridad. Sin embargo, si se agrega un poco de óxido de manganeso(IV), la descomposición del peróxido de hidrógeno se acelera de inmediato, y se observa un burbujeo debido al desprendimiento de oxígeno gaseoso. El óxido de manganeso(IV) sirve como catalizador de esta reacción, y su fórmula se escribe encima de la flecha. Un **catalizador** es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química sin ser consumida en la reacción.L am asad elc atalizadorp ermanecec onstante.

Conexión con el mundo real
El óxido de manganeso(IV), MnO_2, también conocido como dióxido de manganeso, no es el único catalizador de la descomposición del H_2O_2. El ion yoduro, I^2, y una enzima de la sangre catalizan la reacción. Las manchas de sangre de un tejido de algodón se eliminan con H_2O_2 en virtud de esta reacción.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Mecanismos der eacción: lasp iezas pequeñas de grandes rompecabezas

El *mecanismo* de una reacción es la serie de etapas individuales pequeñas que son necesarias para producir la reacción global que se observa. Esta secuencia etapa por etapa se establece estudiando las velocidades de reacción en diversas condiciones, con cambios individuales de temperatura, concentraciones y catalizadores.

La investigación de los mecanismos de reacción es muy importante en los procesos industriales, pero también lo es para conocer la química de las células vivas. Por ejemplo, se piensa que ciertos tipos de cáncer son inducidos por sustancias químicas presentes en el ambiente. Actualmente se realizan investigaciones para dilucidar el *mecanismo* por el cual actúan las sustancias químicas —o se actúa sobre ellas— al aparecer el cáncer.

Ciertos padecimientos de origen genético están relacionados con el trastorno de una sola etapa del mecanismo de una reacción indispensable para una buena salud. El conocimiento de este tipo de mecanismos ha permitido tratar lo que de otro modo habría sido un defecto letal. Las investigaciones en curso se proponen encontrar los mecanismos de reacción que permitan comprender y tratar eficazmente el resfriado común, el SIDA, las enfermedades mentales, la enfermedad de Alzheimer, los padecimientos cardiacos y muchos otros trastornos.

La investigación sobre el cáncer, que aquí se ilustra, implica la búsqueda de los mecanismos de la acción de los fármacos en las células afectadas. Se realizan investigaciones médicas en muchos laboratorios gubernamentales y universitarios, así como en instituciones de investigación privadas.

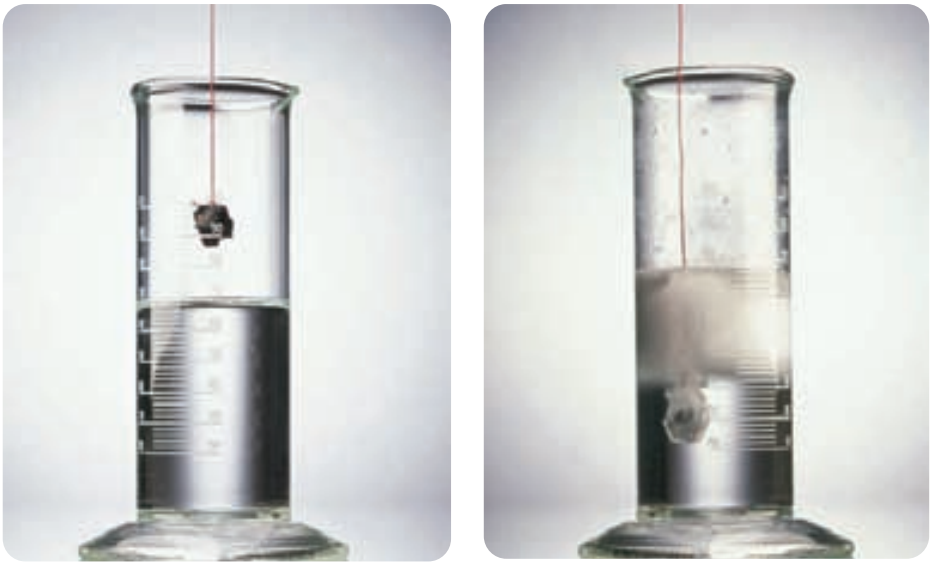


Figura 15.7 La descomposición del peróxido de hidrógeno, H_2O_2, a temperatura ambiente es tan lenta que no se percibe a simple vista (a). Cuando se introduce un terrón de óxido de manganeso(IV), MnO_2, en H_2O_2 al 30%, se desprenden de inmediato burbujas de oxígeno gaseoso (b). El MnO_2 actúa como *catalizador*; acelera la reacción pero no se consume. La masa del MnO_2 noc ambia durante la reacción. También otras sustancias, como el platino metálico, Pt, y el ion yoduro, I^-, actúan como catalizadores de esta reacción.

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2(g)$$

Se puede demostrar en el laboratorio que el óxido de manganeso(IV) sólido no se consume durante la reacción. Primero, se mide la masa en gramos de un pequeño terrón de MnO_2. (También se pueden emplear gránulos de polvo negro de MnO_2 en una pequeña bolsa de tela.) La muestra de MnO_2 se ata luego a un cordel y se sumerge en un vaso de precipitados que contenga peróxido de hidrógeno (Fig. 15.7). Una vez que cesa la rápida reacción, se retira el catalizador de MnO_2 y se deja secar antes de medir su masa una vez más. Como en el caso de todos los catalizadores, la masa de MnO_2 no cambia; no se consume durante la reacción y se puede utilizar una y otra vez.

En términos generales, los catalizadores actúan reduciendo la energía de activación necesaria para que la reacción se lleve a cabo, como se muestra en el diagrama de energía potencial de la descomposición del peróxido de hidrógeno (Fig. 15.8). Si se reduce la energía de activación, entonces un mayor número de las moléculas en movimiento lento poseerán la energía suficiente para que sus colisiones sean eficaces, como lo indical am enort emperaturan ecesariap arau nar eacciónc atalizada.

En presencia de un catalizador, la energía de activación se reduce porque el catalizador cambia la ruta de la reacción.

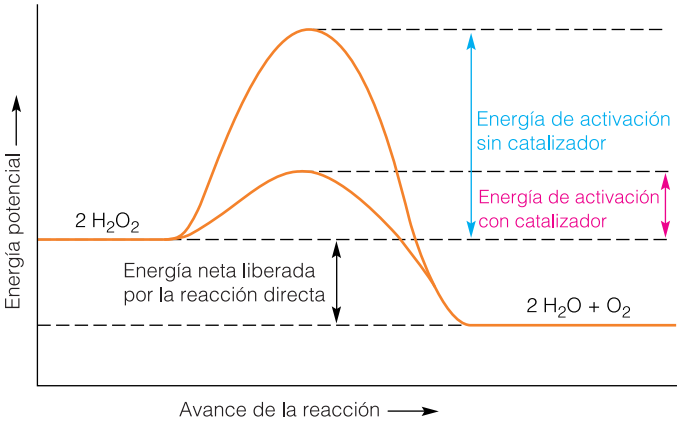


Figura 15.8 Elp eróxidod e hidrógeno,H_2O_2,s ed escompone con gran lentitud a las temperaturas ordinarias. El uso de un catalizador reduce considerablemente la energía de activación. Como se ve en la figura 15.7, con MnO_2 como catalizador la reacción se lleva a cabo con rapidez a temperatura ambiente.

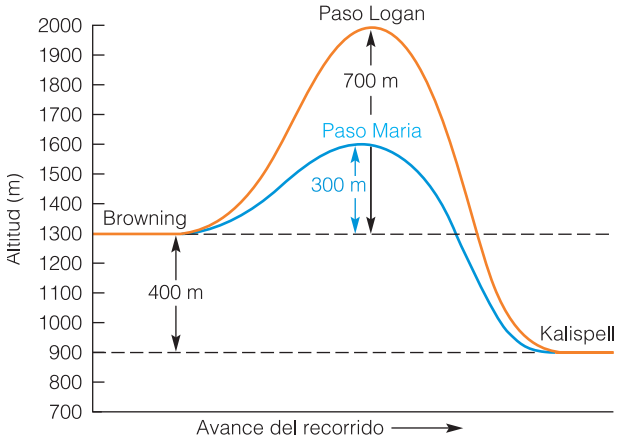


Figura 15.9 El viaje de Browning a Kalispell por la Carretera2 i mplicau nab arrera de energía más baja que la ruta a través del paso Logan.

Veamos de nuevo la analogía del viaje de Browning a Kalispell. Es posible tomar otra ruta: la Carretera Federal 2 cruza las montañas Rocosas por el paso Marias. Esta ruta implica una ascensión de sólo 300 m, en comparación con los 700 m por el paso Logan (Fig. 15.9). Esta otra ruta es análoga a la que ofrece un catalizador en una reacción química.

La descomposición de clorato de potasio, $KClO_3$, en cloruro de potasio y oxígeno es una reacción endotérmica. Para que se produzca oxígeno a un ritmo aprovechable, es necesario calentar el clorato de potasio a más de 400°C. Sin embargo, si se agrega una pequeña cantidad de óxido de manganeso(IV), MnO_2, bastará con calentar el reactivo a 250°C para que la descomposición genere oxígeno gaseoso a la misma velocidad. En la figura 15.10 se muestra el diagrama de energía potencial de esta reacción endotérmica. El catalizador se puede recuperar totalmente, sin cambio, una vez que la reacción ha terminado. La ecuación balanceada es

$$2\ KClO_3 + \text{Calor} \xrightarrow{MnO_2} 2\ KCl + 3\ O_2(g)$$

Los catalizadores tienen gran importancia en la industria química y en los convertidores catalíticos para el escape de los automóviles (lee el recuadro de La importancia de los catalizadores). Con el catalizador apropiado se puede conseguir que una reacción, que de otro modo sería demasiado lenta para ser práctica, se lleve a cabo a una velocidadr azonable.

Los catalizadores son aún más indispensables para las reacciones bioquímicas que ocurren en los organismos vivos, donde las reacciones se llevan a cabo a una temperatura

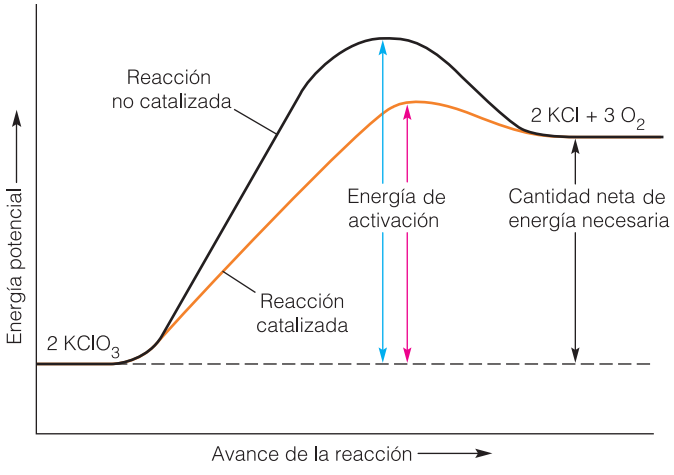


Figura 15.10 Lad escomposición delc loratod ep otasioe s endotérmica.U nc atalizadorr educe lae nergíad ea ctivación(flechar oja) en comparación con la que se requierep aral ar eacciónn o catalizada(flechaa zul).

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

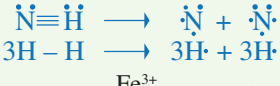
La importancia de los catalizadores

En más de 90% de las reacciones industriales se necesita un catalizador. Un ejemplo de su importancia está en la fabricación de fertilizantes, los cuales en su mayoría provienen de la síntesis del amoniaco. El químico Carl Bosch encontró que el hierro, en forma de óxido de hierro(III), Fe^{3+} y otros óxidos de aluminio y potasio, funciona como catalizador para generar amoniaco. La reacción es:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \overset{Fe^{3+}}{\rightleftharpoons} 2NH_3(g) + 92\ kJ$$

Mas no se tenía claro qué sucedía con el hierro, sólo se sabía que la acumulación de moléculas de nitrógeno en la superficie de las partículas del metal, fenómeno de adsorción, determinaba la velocidad de la reacción.

En 1975, un equipo encabezado por Gerhard Ertl demostró que los átomos de hierro de la superficie de las partículas metálicas están abiertos, es decir, disponibles para ayudar a formar un enlace entre los átomos de hidrógeno y nitrógeno. En la superficie del hierro, la molécula de nitrógeno pierde la energía acumulada de triple enlace hasta que sus átomos se sueltan; a la molécula de hidrógeno gaseoso le sucede algo parecido. Así, los átomos de ambos elementos quedan libres para unirse.



$$3H - H \longrightarrow 3H\cdot + 3H\cdot$$

$$N_2(g) + 3H_2(g) \overset{Fe^{3+}}{\rightleftharpoons} 2NH_3(g) + 92\ kJ$$

Otro proceso en el que los catalizadores son fundamentales es en el control de las emisiones de los automóviles que usan gasolina como combustible. El equipo de Ertl elaboró el catalizador de tres vías que transforma en inocuos a tres peligrosos gases. Los catalizadores son el platino, el rodio y el paladio.

Primera vía

$$2CO(g) + O_2(g) \xrightarrow{Pt} 2CO_2(g) + \text{calor}$$

El monóxido de carbono (CO) es muy tóxico y el CO_2 es inocuo.
Segunda vía:

$$\text{hidrocarburos tóxicos} + O_2(g) \xrightarrow{Pt} CO_2(g) + H_2O(g) + \text{calor}$$

Tercera vía:

$$2NO(g) \xrightarrow{Pt,\ Ro,\ Pd} N_2(g) + O_2(g) + \text{calor}$$

$$2NO_2(g) \xrightarrow{Pt,\ Ro,\ Pd} N_2(g) + 2O_2(g) + \text{calor}$$

Los óxidos de nitrógeno se reducen a nitrógeno inocuo.

Los fertilizantes, indispensables para la agricultura, en su mayoría contienen compuestos derivados de la síntesis del amoniaco; esta reacción sería muy costosa sin el uso de catalizadores.

constante de 37°C. Los catalizadores biológicos reciben el nombre de **enzimas**, y catalizan prácticamente todas las reacciones químicas que tienen lugar en los sistemas vivos.

Efecto del área superficial en la velocidad de reacción

Un tronco grande en una chimenea arde con lentitud. Si se hace leña con él, es decir, si se corta en trozos pequeños, la madera se quema mucho más aprisa. Si la misma madera se convierte en aserrín, puede arder con tal rapidez que es capaz de provocar una enérgica explosión al encenderla con una chispa. Muchos elevadores de granos de los estados del medio oeste de Estados Unidos han sido destruidos por explosiones debidas a esta causa. En todas estas reacciones es necesario que las moléculas de la superficie de la celulosa de la madera o del grano reaccionen con el oxígeno del aire. Cuanto más pequeñas sean las astillas de madera o el polvo del grano, mayor es el área superficial. Esto hace posible que ocurran más colisiones entre los reactivos y la velocidad de reacción aumenta. En estos ejemplos uno de los reactivos es un sólido, y el otro, un gas. Como aquí se muestra, cuando los reactivos están en dos estados físicos diferentes, un área superficial mayor permite aumentar la frecuencia de colisión, y el resultado es una velocidad de reacción más grande.

Conexión con el mundo real
Efecto del área superficial en la velocidad de la reacción.
- Los troncos, los trozos de carbón mineral y una pila de periódicos arden con lentitud.
- El aserrín seco, el polvo de carbón en las minas y el polvo de granos arden con tanta rapidez que pueden provocar una explosión.

EJEMPLO 15.2 Energía de activación y catalizadores (conceptos)

Se puede sostener en la mano (a la temperatura corporal) un terrón de azúcar común (sacarosa) sin que reaccione con el oxígeno. El terrón tampoco se enciende con un fósforo encendido debajo de él. Si se ingiere el azúcar y el cuerpo la metaboliza, se produce dióxido de carbono y agua y se desprende energía.

(a) ¿Qué nos dice esta información acerca de la energía de activación para la oxidación de la glucosa?

(b) ¿Cómo es posible que la oxidación del azúcar se lleve a cabo dentro el cuerpo a 37°C, pero no si se sostiene en la mano a esa misma temperatura?

(c) Con base en la información proporcionada, ¿es endotérmica o exotérmica la reacción?

SOLUCIÓN

(a) La energía de activación es grande. La oxidación no se lleva a cabo con facilidad calentando el azúcar en la mano o con un fósforo.

(b) La reacción se lleva a cabo dentro del cuerpo (a 37°C) en presencia de ciertos catalizadoresb iológicos(enzimas)q uer educenl ae nergíad ea ctivación.

(c) Lar eaccióne se xotérmica;s ed esprendee nergíad urantel ao xidación.

EJERCICIO 15.2

(a) ¿Qué tienen en común los animales en hibernación y la cirugía del corazón para estableceru ni njertov ascular(bypass)a 1 5°Ce nt érminosd et asasm etabólicas?

(b) ¿Qué tienen en común los acumuladores de automóvil fríos y los alimentos en el congelador?

Véansel os problemas 15.11-15.30.

15.3 Reacciones reversibles y equilibrio

La fusión y la congelación son dos procesos reversibles que se describieron en el capítulo 13. En el *punto* de fusión/congelación, las velocidades de estos dos procesos opuestos son iguales y los dos estados físicos —sólido y líquido— están en *equilibrio dinámico*. En el punto de ebullición, se establece un equilibrio dinámico cuando la velocidad de vaporización es igual a la velocidad de condensación. En una solución saturada, donde un soluto cristalino se disuelve en un disolvente líquido (Cap. 14), se establece un equilibrio dinámico cuando la velocidad de disolución es igual a la velocidad de precipitación.

Estos procesos físicos son reversibles, y pueden implicar equilibrios dinámicos, pero no se piensa en ellos como en reacciones químicas. Una **reacción química reversible** es aquélla que puede llevarse a cabo en uno u otro sentido. Las ecuaciones generales del asr eaccionesd irectae i nversas ep uedene scribirc omos igue.

$$\text{Reacción directa:}\quad A \longrightarrow B$$
$$\text{Reacción inversa:}\quad A \longleftarrow B$$

Estas dos ecuaciones se pueden escribir como una sola con flechas que apuntan en ambasd irecciones($\rightleftharpoons$)p arai ndicarq uel ar eaccióne sr eversible.

$$A \rightleftharpoons B$$

Al principio, las concentraciones de los reactivos, A, disminuyen al mismo tiempo que las concentraciones de los productos, B, aumentan. Estos cambios iniciales de concentracións er epresentang ráficamentee nl af igura1 5.11.

Conforme la reacción avanza, se alcanza un punto en el que ya no se detectan cambios netos de concentración; las concentraciones de reactivos y productos se estabilizan en valores específicos. En este punto, se ha establecido un **equilibrio químico** dinámico. La velocidad de la reacción directa es igual que la velocidad de la reacción inversa (Fig. 15.12).

Toda reacción química alcanza el equilibrio cuando se lleva a cabo a temperatura y presión constantes en un recipiente cerrado, de modo que no entren ni salgan sustancias. En algunas reacciones en el equilibrio, las concentraciones de los productos son mucho mayores que las de los reactivos; se dice que el equilibrio está desplazado *hacia la derecha*. Cuando las concentraciones de equilibrio de los reactivos son mucho mayores

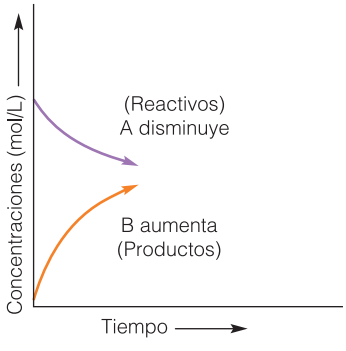


Figura 15.11 A medida que las concentraciones de los reactivos disminuyen, las concentraciones de los productos aumentan. La gráfica muestra los cambios de las concentraciones durante la reacción.

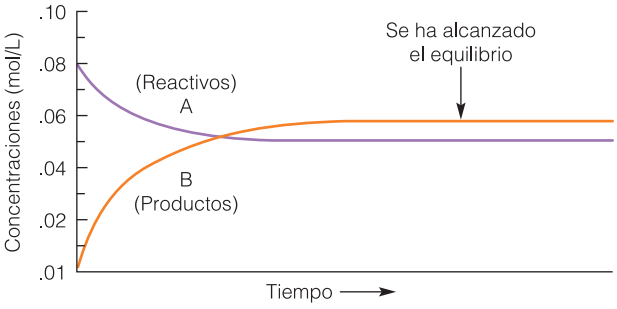


Figura 15.12 Al cabo de cierto tiempol asc oncentracionesd el os reactivoss e estabilizan,a li gual quel asc oncentracionesd el os productos.E ne step unto,l a velocidadd el ar eacciónd irecta es igual que la velocidad de la reacción nversa;s eh ae stablecido une quilibrioq uímico.U nav ez que se alcanza el equilibrio, las concentracionesy an oc ambian. Lam asad el osr eactivosc onvertidos en productos es igual que la masa del osp roductost ransformados enr eactivos.

que las concentraciones de los productos, se dice que el equilibrio está desplazado *hacial ai zquierda*.

Examinemos ahora una reacción química reversible específica. Cuando se enfría dióxido de nitrógeno gaseoso, NO_2, de color pardo, en un tubo herméticamente cerrado, se forma tetróxido de dinitrógeno gaseoso, N_2O_4, que es incoloro (Fig. 15.13). Si se calienta el tubo cerrado, el color pardo se intensifica conforme el $N_2O_4(g)$ se convierte en $NO_2(g)$. Cuando se mantiene la reacción a una temperatura determinada, el color ya no cambia porque las concentraciones de la mezcla de $NO_2(g)$ y $N_2O_4(g)$ dejan de cambiar. La reacción ha alcanzado el equilibrio: la velocidad de la reacción inversa es igual que la velocidad de la reacción directa.

$$2\ NO_2(g) \underset{\text{calentamiento}}{\overset{\text{enfriamiento}}{\rightleftharpoons}} N_2O_4(g)$$

Pardo — Incoloro

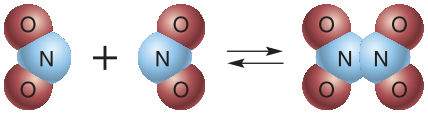
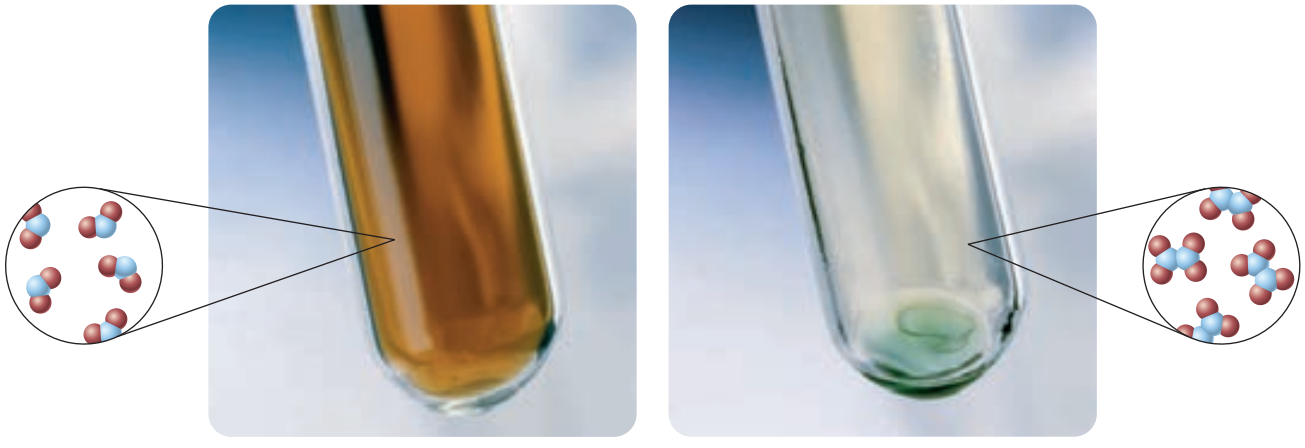


Figura 15.13 Establecimientod eu ne quilibrioe ntreN O_2 y N_2O_4. Cuando $NO_2(g)$, de color pardo, quee nu nt uboc erradoh erméticamentea t emperaturaa mbiente,s ee nfríaa 0°C,l ac oncentraciónd e $N_2O_4(g)$ incoloro aumenta y la de $NO_2(g)$ pardo disminuye. Con el tiempo, el color deja de cambiar (b) cuando la velocidad de conversión de $NO_2(g)$ en $N_2O_4(g)$ es igual que la de la reacción inversa y lasc oncentraciones see stabilizan,c onl oc uals ee stableceu nn uevoe quilibrio.



Al cambiar la temperatura, la intensidad del color cambia y después se estabiliza con otras concentracionesd ee quilibriod er eactivosy p roductos.

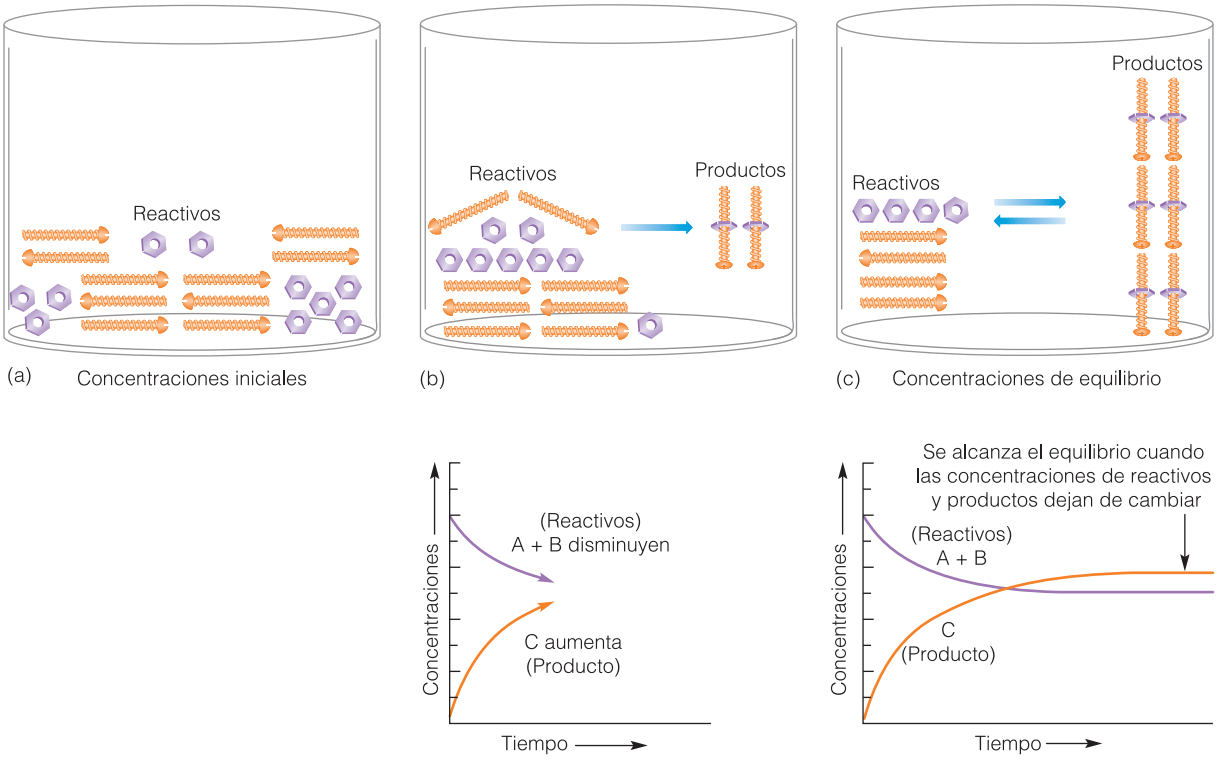
Para que tengas una idea de lo que ocurre en el nivel molecular al iniciarse la reacción y cuando se alcanza el equilibrio, considera la siguiente ilustración con tuercas y tornillos. Si se coloca una tuerca en un tornillo para formar una unidad ensamblada, se puede representar la "reacción" reversible como una ecuación.

$$1 \text{ tuerca} + 1 \text{ tornillo} \rightleftharpoons 1 \text{ unidad ensamblada}$$

Al principio pones 100 tuercas y tornillos (los reactivos) en un vaso (Fig. 15.14a), sin unidades ensambladas (sin productos). Conforme ensamblas tuercas y tornillos en proporción de 1:1 —y se devuelven al vaso—, el número de unidades ensambladas presentes en el vaso aumenta. Ésta es la reacción directa (Fig. 15.14b). Pero supón que algunas de las unidades ensambladas son desarmadas, quizá por un amigo tuyo. Al cabo de algunos minutos, la cantidad de tuercas y tornillos individuales se habrá reducido a 40 de cada uno, pero ahora hay 60 unidades ensambladas. A estas alturas tu amigo ya ha aprendido a desarmar las unidades tan pronto como tú las armas; por cada unidad que tú ensamblas, otra unidad queda desarmada. La velocidad de la reacción directa es igual que la velocidad de la reacción inversa; se ha establecido un equilibrio dinámico (Fig. 15.14c).

Una vez establecido el equilibrio, la cantidad de reactivos (tuercas y tornillos) permanece constante en 40 de cada uno, y la cantidad de unidades ensambladas se mantiene

Figura 15.14 Representaciónd e" tuercasy t ornillos"d ele quilibrioq uímico. Alp rincipio (a) hay 100 tuercas y 100 tornillos en los vasos, representados en la figura con 10 de cada uno. Conforme el tiempo pasa (b), las concentraciones de los reactivos disminuyen y la de losp roductos(unidadese nsambladas)a umentan.S ee stableceu ne quilibrio(c)c uandol as concentraciones dejan de cambiar. En el caso de este equilibrio, hay 40 tuercas por vaso, 40 tornillosp orv asoy 6 0u nidadese nsambladasp orv aso.L av elocidadd el ar eacciónd irecta (ensamblaru nidades)e si gualq uel av elocidadd el ar eacciónd irecta(desarmarl asu nidades).



constante en 60 unidades. (No se crean ni se destruyen tuercas ni tornillos.) Asimismo, las concentraciones de reactivos permanecen constantes en 40 tuercas/vaso y 40 tornillos/vaso, en tanto que la concentración de productos se estabiliza en 60 unidades ensambladas/vaso. Aunque en esta analogía se utilizó una proporción simple de tuercas a tornillos de 1:1, se podría emplear otra proporción. Cualquiera que sea la proporción del caso, se establece el equilibrio dinámico cuando la velocidad de la reacción directa es igual que la velocidad de la reacción inversa. Todo esto se resume como sigue.

Ene le quilibrio:

Lasv elocidades del asr eaccionesd irectae i nversas oni guales.

Lasc oncentracionesd er eactivosy p roductosp ermanecenc onstantes.

La figura 15.15 presenta un modelo de un equilibrio que se establece en un recipiente cerrado. Al principio se tienen 20 unidades de reactivos (representados por puntos de color).

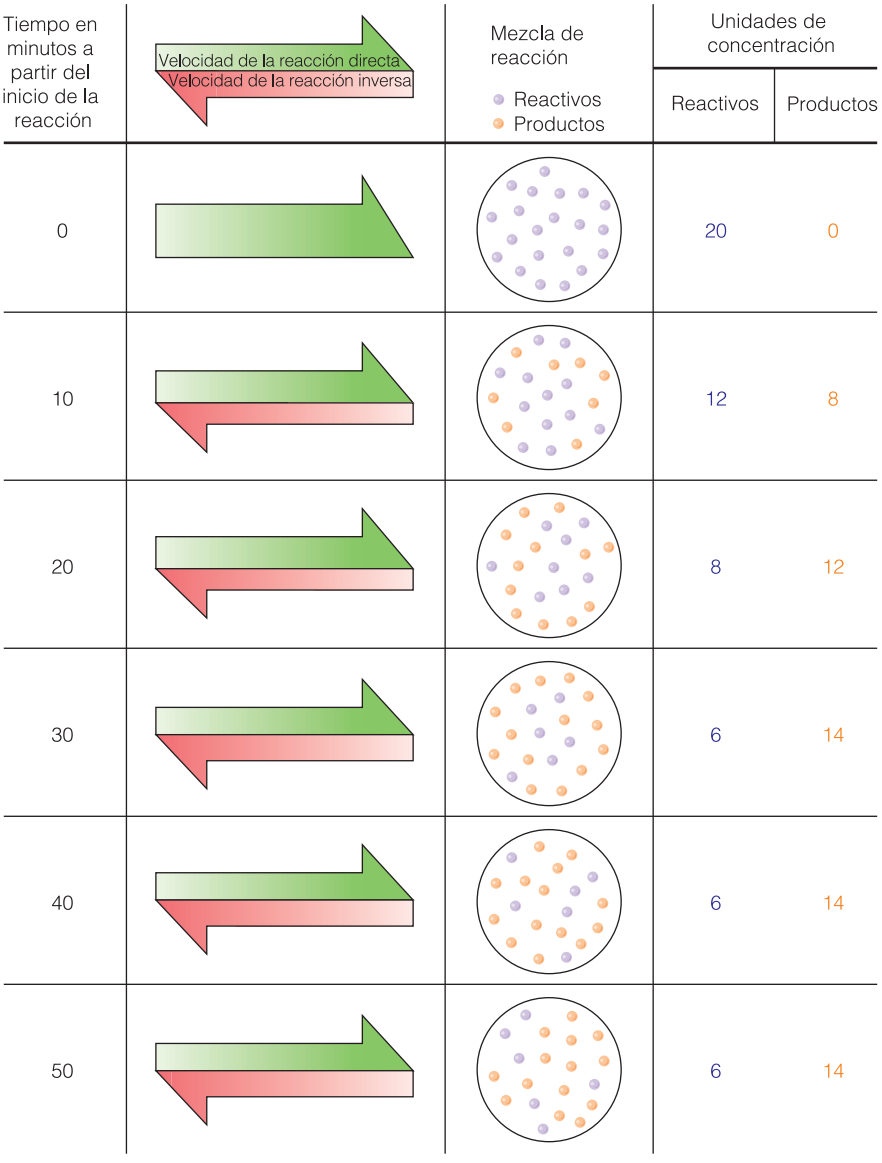


Figura 15.15 Avance de la reacciónh acial ac onsecución dele quilibrio.¿ Cuántosm inutos tomaa lcanzare le quilibrio?

Al pasar el tiempo, las concentraciones cambian hasta que se establece un equilibrio con 6 unidades de reactivos y 14 unidades de productos. En este punto —en el equilibrio— las concentraciones de los reactivos y de los productos ya no cambian porque las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.

La descomposición del óxido de mercurio(II), HgO, un polvo de color naranja, en Hg líquido y O_2 gaseoso incoloro es reversible (Fig. 15.16). Se establece un equilibrio cuando se lleva a cabo una reacción reversible a temperatura constante en un recipiente cerrado.

$$2\,HgO(s) \rightleftharpoons 2\,Hg(1) + O_2(g)$$

Sólido naranja	Líquido plateado	Gas incoloro

Durante la reacción directa, el calentamiento del óxido de mercurio(II) produce mercurio y oxígeno. Durante la reacción inversa, las minúsculas gotitas de mercurio caliente de la superficie del HgO aún intacto reaccionan con el oxígeno gaseoso y producen óxido de mercurio(II).

Es necesario que sepas identificar los procesos que son reversibles y aquéllos en los quei ntervienene quilibriosf ísicosy q uímicos.

Figura 15.16 Lad escomposición del óxido de mercurio(II) rojo, HgO, eno xígenog aseosoy g otitasd e mercuriol íquidoe su nar eacción reversible.E nu nr ecipientec errado at emperaturaf ijas ee stableceu n equilibrioe ntrel ar eacciónd irecta yl ai nversa.

EJEMPLO 15.3 Conceptos de equilibrio

¿Cuál o cuáles de los casos siguientes ilustran el equilibrio químico?

(a) Una solución saturada de sal en agua.

(b) La fusión del hielo.

(c) Unm ismon úmerod ep ersonas entrany s alend eu nah abitaciónc adah ora.

(d) La conversión de NO(g) en NO_2(g) en un recipiente cerrado a temperatura y presiónc onstantes.

$$2\,NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$$

SOLUCIÓN Sólo (**d**) es una reacción química reversible, y puede hallarse en equilibrio químico.

En el inciso (**a**)h aye quilibriosd ed isolución,p eron ou ne quilibrioq uímico.

En el inciso (**b**) hay fusión, que es un equilibrio entre dos estados de la materia.

En el inciso (**c**)h ayu ne quilibriod inámico,p eron ou ne quilibrioq uímico.

EJERCICIO 15.3

(a) Analiza las velocidades de las reacciones directa e inversa y las concentraciones der eactivosy p roductose ne le quilibrioq uímico.

(b) Explica cómo es posible que se establezca un equilibrio cuando las moléculas de losr eactivost odavíae stánr eaccionando.

Véansel os problemas 15.30-15.46.

15.4 Principio de Le Châtelier

Se puede establecer un equilibrio químico en el caso de una reacción reversible que se lleva a cabo en un recipiente cerrado, donde no se agregan ni se extraen sustancias y donde las condiciones, como la temperatura y la presión, no cambian. Pero, ¿qué ocurre si esas condiciones cambian? Para responder esta pregunta se usará como ejemplo la reacciónе ntren itrógenoe h idrógenop arap roducira moniaco.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) + \text{Energía}$$

Conexión con el mundo real
Lee lo expuesto sobre el amoniaco en las secciones 8.10 y 10.6, así como el recuadro de "Síntesis de amoniaco" que aparece más adelante en esta sección. Se trata de un importante ejemplo del principio de Le Châtelier.

Todos los compuestos que intervienen en esta reacción reversible son gases. Con base en los trabajos de Gay-Lussac y de Avogadro, sabemos que los coeficientes que se indican en la ecuación corresponden a los volúmenes en que los gases reaccionan. La ecuación muestra un total de 4 moles de reactivos y 2 moles de productos, todos ellos gases. Con base en el estudio de los gases (Capítulo 12), sabemos que 2 moles de gas ejercen menos presión que 4 moles de gas. Por consiguiente, conforme la reacción avanza debe haber una *disminución* de la presión para que el volumen y la temperatura se mantengan constantes. Las concentraciones específicas de equilibrio de los reactivos y productos dependen de las condiciones específicas del equilibrio.

Si se impone una perturbación a la mezcla de gases en equilibrio aumentando la presión (reduciendo el volumen del recipiente), el equilibrio se altera. Parte del N_2 y del H_2 reaccionan para formar más amoniaco, y se establece un nuevo equilibrio (Fig. 15.17). Examinemos lo que ha ocurrido. Cuando se sometió el sistema en equilibrio a la perturbación de una presión mayor, el equilibrio se desplazó para aliviar la presión. La nueva mezcla en equilibrio contiene un porcentaje de amoniaco más grande porque el equilibrio se desplazó hacia la derecha. Cuanto mayor es la presión, más se desplaza el equilibrio hacia la derecha, y más se favorece la producción de amoniaco.

En el siglo XIX se hicieron numerosas observaciones de desplazamientos del equilibrio debidos a cambios de concentración. Henri Louis Le Châtelier (1850-1936) explicó estos desplazamientos del equilibrio en 1888 con base en un sencillo enunciado conocido como **principio de Le Châtelier**.

> Si se aplica una perturbación (como un cambio de concentración, presión o temperatura) a un sistema en equilibrio, el sistema se desplaza en el sentido que alivia la perturbación.

El químico alemán Fritz Haber adquirió gran fama por la aplicación que dio al principio de Le Châtelier en sus trabajos encaminados a perfeccionar un método para la síntesis industrial de amoniaco. El proceso que ideó, conocido como **proceso Haber**, consiste en la reacción de nitrógeno gaseoso con hidrógeno gaseoso a una temperatura moderadamente alta (alrededor de 450°C) y a una presión muy grande (aproximadamente 300 atm) en presencia de un catalizador especial. Como resultado de su trabajo, Haber se hizo acreedor al premio Nobel de química de 1918. Lee el recuadro "Síntesis de amoniaco" para conocer más detalles relacionados con este importante proceso industrial.

A continuación se describirán tres factores que influyen en el equilibrio de un sistema de acuerdo con el principio de Le Châtelier.

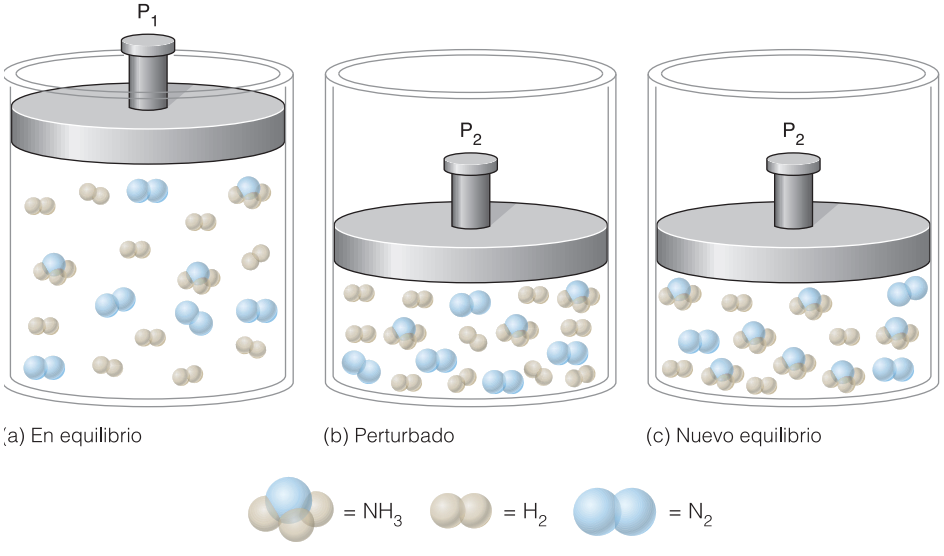


Figura 15.17 Ilustraciónd el principiod eL eC hâtelier. (a) Sistema en equilibrio con 10 H_2, 5 N_2 y 3 NH_3, lo que hace un total de 18 moléculas. (b) Se fuerza a las mismas moléculas a ocupar un volumen más pequeño, con lo cual se impone unap erturbacióna dicionala ls istema. (c) Más moléculas de H_2 y N_2 se hanc onvertidoe nN H_3. Se ha establecidou nn uevoe quilibrioc on4 H_2, 3 N_2 y 7 NH_3, un total de 14 moléculas.L ap erturbacións eh aa liviado en parte por la reducción en el númerot otald em oléculas.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Síntesis dea moniaco: elp rocesoH aber

Desde hace mucho tiempo los compuestos de nitrógeno han sido sustancias químicas valiosas con una extensa gama de usos, en especial en la industria de los fertilizantes y de los explosivos. Antes de la Primera Guerra Mundial, la fuente principal de compuestos de nitrógeno eran los depósitos de nitratos, como los que se explotaban en Chile. Después, las fuentes comerciales de compuestos nitrogenados sufrieron un gran cambio cuando el notable químico alemán Fritz Haber aplicó el principio de Le Châtelier al diseño de un proceso industrial viable para la producción de amoniaco a partir de nitrógeno e hidrógeno gaseosos. (Su rendimiento inicial fue de sólo 0.26%.)

Ya para 1914 la industria química producía amoniaco por el proceso Haber. Las materias primas del proceso son gas natural, agua y aire. El hidrógeno gaseoso para el proceso se obtiene haciendo reaccionar gas natural con vapor de agua para formar monóxidod ec arbonoe h idrógenog aseoso.

$$CH_4 + H_2O \longrightarrow CO + 3\,H_2$$

El CO así obtenido se hace reaccionar con más vapor de agua para convertirlo en CO_2 y más H_2.

$$CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2$$

El dióxido de carbono que de aquí se obtiene se puede utilizar en una reacción con amoniaco para producir urea, $CO(NH_2)_2$, uni ngrediented ef ertilizantes.

El nitrógeno gaseoso para el proceso Haber se obtiene separando nitrógeno líquido del aire líquido. La reacción exotérmica de nitrógeno gaseoso con hidrógeno gaseoso se lleva a cabo en un recipiente cerrado a una temperatura de alrededor de 450°C, en presencia de un catalizador (óxido de hierro más otros óxidos metálicos), con lo cual la velocidad de la reacción resulta práctica.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \overset{\text{catalizador}}{\rightleftharpoons} 2\,NH_3(g) + 92\text{ kJ}$$

El número de moles de gas disminuye (de 4 a 2) conforme la reacción avanza, por lo que la reacción se lleva a cabo a una presión muy grande (de 300 a 400 atm, aproximadamente) para desplazar el equilibrio hacia los productos. El amoniaco se extrae del sistema en estado líquido. El nitrógeno y el hidrógeno que no han reaccionado se reciclan en el mismo proceso.

Alrededor de tres cuartas partes de los 17 millones de toneladas métricas de amoniaco que se producen en Estados Unidos cada año se utilizan como fertilizante. Parte del amoniaco se aplica directamente al suelo en forma de amoniaco anhidro (NH_3). El amoniaco se convierte también en varios compuestos de amonio, como nitrato de amonio, sulfato de amonio y fosfato de amonio, que se aplican al suelo en forma granulada. Además, grandes cantidades de amoniaco se emplean en la producción de ácido nítrico, urea (que se usa en fertilizantes y en alimentos para el ganado) y muchos otros compuestos nitrogenados.

El amoniaco es uno de los diez productos químicos principales de Estados Unidos. Alrededor del 75% del amoniaco que se produce se aplica directamente al suelo para fertilizar diversos cultivos, entre ellos el maíz, que agotan el nitrógeno del suelo.

Cambios de concentración

Unar eacciónq uímicae ne quilibrios ep ueder epresentarm ediantel ae cuacióng eneral

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

Si se aplica una perturbación aumentando la concentración de A, parte de éste reaccionará con B; por tanto, la concentración de B disminuye a medida que las concentraciones de C y D aumentan. Cuando se establece el nuevo equilibrio, las velocidades de las reacciones directa e inversa vuelven a ser iguales, pero con concentraciones mayores de productos. Se dice que el equilibrio se ha desplazado hacia los productos, o hacia la derecha.

Con respecto al proceso Haber, un aumento de concentración ya sea de nitrógeno o de hidrógeno provoca una disminución de la concentración del otro reactivo, pero esto origina un aumento en la concentración de amoniaco. Cuando se incrementa la concentración de N_2, el desplazamiento del equilibrio se resume como sigue.

Si se aumenta la concentraciónd eN $_2$:

$$\underset{\text{Aumenta}}{N_2(g)} + \underset{\text{Disminuye}}{3\,H_2(g)} \rightleftharpoons \underset{\text{Aumenta}}{2\,NH_3(g)}$$

El equilibrio se desplaza hacia la derecha, en favor de los productos.

La extracción de amoniaco del sistema cerrado también desplaza el equilibrio hacia la derecha. Sin embargo, una extracción de cualquiera de los dos reactivos o un aumento en la concentración de amoniaco desplazará el equilibrio hacia la izquierda y favorecerál ar eaccióni nversa.

Cambios de temperatura

En el caso de las reacciones *endotérmicas*, se puede considerar al calor como un reactivo cuando se aplica el principio de Le Châtelier para predecir desplazamientos del equilibrio. Con respecto a las reacciones *exotérmicas*, se puede considerar al calor como uno de los *productos*. En uno u otro caso, cuando se aplica calor a una reacción química el equilibrio se desplaza de modo de hacer uso de la energía calorífica adicional. En la reacción endotérmica de descomposición del $KClO_3$, la adición de energía calorífica desplaza el equilibrio hacia la derecha, en favor de la reacción directa que implica la producciónd em áso xígeno.

Cuandol a temperatura aumenta:

$$2\,KClO_3 + \text{Calor} \rightleftharpoons 2\,KCl + 3\,O_2(g) \quad \textit{endotérmica}$$

El equilibrio se desplaza en favor de la formación de más productos.

En el proceso Haber, que es exotérmico, cuanto más alta es la temperatura, más se desplazae le quilibrioh acial ai zquierda,e nf avord el ar eaccióni nversa.

Cuandol a temperatura aumenta:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) + \text{Calor} \quad \textit{exotérmica}$$

El equilibrio se desplaza en favor de la formación de más reactivos.

Por consiguiente, para producir más amoniaco se debe emplear una temperatura más baja, pero se llega a un compromiso. A medida que se reduce la temperatura, la velocidad de reacción disminuye. Si no hay energía suficiente para que las moléculas alcancen la energía de activación, no hay reacción. Para el proceso Haber se considera óptima una temperatura de alrededor de 450°C.

Lee el recuadro "Síntesis de amoniaco" para conocer más detalles.

La reacción reversible de conversión del $NO_2(g)$ de color pardo en $N_2O_4(g)$ incoloro —estudiada en la sección 15.3— es exotérmica; se desprende calor (véase la Fig. 15.13). La adición de calor al sistema (calentamiento) desplaza el equilibrio hacia la izquierda, en favor de la reacción inversa. Por tanto, a una temperatura más alta la nueva concentración de equilibrio del $NO_2(g)$ de color pardo es mayor, y la concentración de equilibrio de $N_2O_4(g)$ incoloro disminuye.

Cuandol a temperatura aumenta:

$$2\,NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) + \text{Calor} \quad \textit{exdotérmica}$$

El equilibrio se desplaza en favor de la formación de más reactivos.

Si se extrae calor (se baja la temperatura), el equilibrio se desplaza hacia la derecha, en favord el ar eacciónd irecta.

En vez de emplear simplemente la palabra *calor* en la ecuación, se podría indicar la cantidad de calor liberada, que es de 58.0 kJ en la ecuación tal como está escrita; es decir, por cada 2 mol de reactivos y 1 mol de productos.

$$2\,NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) + 58.0\ kJ$$

Cuando una reacción es exotérmica, el cambio de entalpía, ΔH (el cambio de energía calorífica), es negativo, por lo que esta reacción también se puede representar empleando la notación de ΔH siguiente.

$$2\ NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) \qquad \Delta H = -58.0\ kJ$$

Conexión con el aprendizaje
El concepto de entalpía se analizó con más detenimiento en la sección 11.7.

Las tres ecuaciones químicas nos dicen que la reacción es exotérmica. Dos de ellas incluyen la cantidad de energía calorífica liberada por la cantidad específica de moles que se indican en la ecuación. Cualquiera que sea el estilo de ecuación que se emplee, al calentar el sistema el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, y al enfriarlo, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Cambios de volumen y de presión

Para que los cambios de volumen o de presión tengan un efecto apreciable en una reacción química en equilibrio, es necesario que uno o más de los reactivos o productos sea gaseoso. En la reacción entre H_2 e I_2 que forma HI a 700°C, todas las sustancias participantes son gases, y 2 mol de reactivos producen 2 mol de productos.

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$$

Moles: 2 mol de gas 2 mol de gas
Aumentod ep resión: Ele quilibrion os ed esplaza.

Una reducción del volumen acerca más las moléculas. Esto incrementa la concentración y el número de colisiones moleculares; en consecuencia, las velocidades de las reacciones directa e inversa aumentan. Sin embargo, la mayor presión no afecta el equilibrio porque hay el mismo número de moles de reactivos que de productos gaseosos.

En el caso del equilibrio entre $NO_2(g)$ y $N_2O_4(g)$, el número de moles de reactivos y de productos gaseosos *no* es igual. Hay 2 mol de gas en el lado izquierdo y sólo 1 mol de gas en el derecho.

$$2\ NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) + \text{Calor}$$

Moles: 2 mol de gas 1 mol de gas
Aumento de presión: El equilibrio se desplaza hacia la derecha para reducir los moles (moléculas).

Cuando el sistema está en equilibrio y se reduce el volumen a temperatura constante, la presión total aumenta. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema responde con un desplazamiento del equilibrio encaminado a reducir la presión. Un sistema reducirá su presión si consigue disminuir el número total de moléculas gaseosas, o el número de moles de gas. Así, cuando se reduce el volumen la presión aumenta, por lo cual el equilibrio se desplaza en favor de la producción de $N_2O_4(g)$ incoloro del lado de los productos de la ecuación, donde hay menos moles de gas.

¿Cuál sería el efecto de un aumento de presión en el equilibrio de la síntesis de amoniaco de Haber? En este caso, los moles de reactivos y de productos gaseosos no son iguales. Cuatro moles de reactivos forman dos moles de productos, todos ellos gaseosos. Al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza a fin de reducir la presión mediante una disminución del número total de moles de gas. Por tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, lo que origina la formación de más amoniaco.

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) + \text{Calor}$$

Moles: 4 mol de gas 2 mol de gas
Aumento de presión: El equilibrio se desplaza hacia la derecha para reducir los moles (moléculas).

Una presión de 1000 atm sería muy eficaz para empujar el equilibrio hacia la derecha, pero el equipo necesario para manejar una presión de esta magnitud sería muy grande y costoso. En toda actividad industrial es necesario llegar a un compromiso en términos de inversión de capital y costos de operación. En función de estas consideraciones de rentabilidad, en el proceso Haber se utilizan presiones de 300 a 400 atm.

EJEMPLO 15.4 Principio de Le Châtelier

¿Qué efecto tendrá, en su caso, cada uno de estos cambios en la reacción siguiente en equilibrio?

$$2\ CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO_2(g) + \text{Calor}$$

(a) Adición de CO
(b) Extracciónd eO $_2$
(c) Enfriare ls istemad er eacción
(d) Aumentarl ap resión

SOLUCIÓN

(a) Ele quilibrios ed esplazah acial ad erechap arac onsumire lC Oa dicional.
(b) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda para reponer el O_2 que ha sido extraído.
(c) Ele quilibrios ed esplazah acial ad erechap arar eponere lc alorp erdido.
(d) El equilibrio se desplaza hacia la derecha para aliviar la presión transformando 3 mol de reactivos gaseosos en 2 mol de productos gaseosos.

EJERCICIO 15.4

Véanse los problemas 15.47-15.54.

(a) ¿Cuál será el efecto de extraer NH_3 o de aumentar la presión en la síntesis de amoniacod eH aber?

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) + \text{Calor}$$

(b) ¿Cuál será el efecto de aumentar la temperatura en la síntesis de amoniaco de Haber?

15.5 Efecto de un catalizador en un sistema

Un catalizador aumenta la velocidad de reacción reduciendo la energía de activación (Sec. 15.2). En el caso de una reacción catalizada, la velocidad de la reacción directa aumenta junto con la velocidad de la reacción inversa. En otras palabras, en presencia de un catalizador el sistema alcanza más pronto el equilibrio en un recipiente cerrado, pero el catalizador no influye en las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio.

El catalizador no altera la *posición* del equilibrio, esto es, las proporciones de reactivos y productos, ni en favor de los reactivos ni de los productos de una reacción en un recipiente cerrado.

Examinemos ahora el efecto de un catalizador en una reacción que no se lleva a cabo en un recipiente cerrado. Si se extrae uno de los productos de la reacción tan pronto como se forma, la reacción inversa nunca llega a establecerse a la misma velocidad que la reacción directa. El sistema nunca alcanza el equilibrio. Por ejemplo, en la descomposición del clorato de potasio, $KClO_3$, ya descrita, el catalizador aumenta la rapidez con la que se produce oxígeno (la reacción directa), pero si se extrae el oxígeno tan pronto como se genera, nunca se establecerá el equilibrio. Los catalizadores se emplean extensamente para aumentar la rapidez de formación de todo tipo de sustancias químicas.

EJEMPLO 15.5 Catalizadores y equilibrio

Considerad en uevol ao xidaciónd elm onóxidod ec arbono.

$$2\,CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO_2(g) + \text{Calor}$$

(a) Si la reacción se lleva a cabo en un recipiente cerrado, ¿qué efecto tendrá un catalizadore ne le quilibrio?

(b) Si la reacción se lleva a cabo en un recipiente abierto, como en un convertidor catalítico de automóvil, por ejemplo, ¿cuál será el efecto de emplear un catalizador?

SOLUCIÓN

(a) Unc atalizadorn oi nfluyee nl a posiciónd ele quilibrio.

(b) En un recipiente abierto, el CO_2 escapa tan pronto como se forma, por lo que el catalizador aumenta sólo la velocidad de la reacción directa. También aumenta la fracción de moléculas de CO que reaccionan porque se reduce la energía de activación.

EJERCICIO 15.5

El óxido nítrico, NO, que se forma a temperaturas elevadas en el motor de los automóviles se descomponea lp asarp ore lc onvertidorc atalítico.L ae cuacióne s

Véansel os problemas 15.55–15.60.

$$2\,NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$$

(a) ¿Quée fectot endráu nc atalizadore ne le quilibrioe nu nr ecipientec errado?

(b) ¿Qué efecto tendrá un catalizador en el equilibrio en un recipiente abierto, como en un convertidor catalítico de automóvil?

15.6 Expresión de la constante de equilibrio

Hemos descrito los sistemas en equilibrio y los diversos factores que regulan los desplazamientos de la posición del equilibrio, pero el asunto no termina ahí, como es de esperar. Si se conocen las concentraciones de todas las sustancias participantes en el equilibrio, salvo la de una de ellas, se puede calcular la concentración desconocida si también se conoce lo que se denomina *constante de equilibrio*.

Primero debemos escribir una ecuación general que represente la reacción en equilibrio, donde A y B son reactivos, C y D son productos, y a, b, c y d son los coeficientes.

$$a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$$

Ahoras ep uedee scribiru na **expresiónd el ac onstanted ee quilibrio**

$$K_{eq} = \frac{[\text{C}]^c\,[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a\,[\text{B}]^b}$$

donde la **constante de equilibrio** (K_{eq}) permanece constante a un temperatura dada. Si se modifica una de las concentraciones, todas las demás se desplazan de modo de mantener la misma K_{eq} a esa temperatura. Hay una K_{eq} diferente a cada temperatura. Las letras entre corchetes, [], representan las concentraciones de los reactivos y productos gaseosos en moles por litro. Los estudios han demostrado que las cantidades de sólidos o líquidos presentes no influyen en el equilibrio ni en la constante de equilibrio; por esta razón se omiten esas concentraciones. Las letras que aparecen como supraíndices (los exponentes), a, b, c y d, son los coeficientes de las sustancias representadas en la ecuación balanceada. Advierte que la concentración molar de cada sustancia participante en

el equilibrio está elevada a una potencia equivalente al coeficiente numérico que aparece en la ecuación balanceada. He aquí una definición más formal.

La constante de equilibrio, K_{eq}, es igual al producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos de la reacción dividido entre el producto de las concentraciones de los reactivos, cada una elevada a una potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada.

En el caso de la síntesis de amoniaco de Haber

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g) + \text{Calor}$$

lae xpresiónd el ac onstanted ee quilibrios ee scribec omos igue.

$$K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3}$$

Conexión con el aprendizaje
Advierte que el cubo se aplica únicamente a la concentración de hidrógeno, no a la de nitrógeno.

En palabras, la constante de equilibrio es igual al cuadrado de la concentración de amoniaco dividido entre la concentración de nitrógeno y el cubo de la concentración de hidrógeno.

EJEMPLO 15.6 Expresiones de la constante de equilibrio

Escribel ase xpresionesd el ac onstanted ee quilibriod el asr eacciones

(a) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\ HCl(g)$

(b) $2\ CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO_2(g)$

SOLUCIÓN

(a) $K_{eq} = \dfrac{[HC1]^2}{[H_2][C1_2]}$ **(b)** $K_{eq} = \dfrac{[CO_2]^2}{[CO]^2[O_2]}$

EJERCICIO 15.6

(a) Escribe la expresión de la constante de equilibrio de la reacción citada en el ejemplo 15.5.

(b) Escribe la expresión de la constante de equilibrio de la reacción citada en el ejercicio 15.5.

Conexión con el aprendizaje
Los valores de K_{eq} se indican en general como números sin unidades.

Las reacciones que tienden a avanzar hasta casi completarse (hacia la derecha) tienen constantes de equilibrio grandes. En cambio, cuando la constante de equilibrio es muy pequeña el equilibrio se encuentra muy desplazado hacia la izquierda, hacia los reactivos. Advierte que las concentraciones de los productos se colocan en el numerador de la expresión de equilibrio, y las concentraciones de los reactivos, en el denominador. Una constante de equilibrio con un valor positivo grande indica que las concentraciones de equilibrio de los productos son mayores que las concentraciones de los reactivos. Cuando la constante de equilibrio es muy pequeña (entre 0 y 1), las concentraciones en el equilibrio de los reactivos son mayores que las de los productos. En la tabla 15.1 se muestran las constantes de equilibrio de algunas reacciones. El ejemplo que sigue muestra cómo calcular la concentración en el equilibrio de una sustancia cuando se conocen todasl asd emásc oncentracionesy t ambiénl ac onstanted ee quilibrio.

Tabla 15.1 Constantes de equilibrio de algunas reacciones

Número de reacción	Reacción en equilibrio	Temp.	K_{eq}
1	$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$	1000 K	2.80×10^2
2	$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$	300 K	1.55×10^2
3	$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$	590 K	3.15×10^1
4	$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g)$	2500 K	2.10×10^{-3}
5	$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g)$	2000 K	4.08×10^{-4}
6	$2\ H_2S(g) \rightleftharpoons 2\ H_2(g) + S_2(g)$	1020 K	1.10×10^{-6}

EJEMPLO 15.7 Concentraciones de equilibrio

La constante de equilibrio de la reacción siguiente a cierta temperatura resultó ser de 62. Cuando la concentración de H_2 es 0.20 M y la concentración de $I_2(g)$ es 0.25 M, ¿cuál es la concentración en el equilibrio de HI(g)?

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$$

SOLUCIÓN La expresión de la constante de equilibrio es

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Sustituye la constante de equilibrio y las concentraciones (en moles por litro) en la ecuación y despeja [HI].

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[0.20\ M][0.25\ M]}$$

$$[HI]^2 = (62) \times (0.20\ M) \times (0.25\ M) = 3.10\ mol^2/L^2$$

Para obtener [HI], se saca la raíz cuadrada de ambos lados de la ecuación.

$$[HI] = 1.76\ mol/L \text{ o } 1.76\ M$$

EJERCICIO 15.7(a)

En las condiciones aquí citadas, si la concentración de equilibrio de $H_2(g)$ es 0.300 M y la concentración de HI(g) es 1.80 M, ¿cuál es la concentración en el equilibrio de $I_2(g)$?

Véansel os problemas 15.61-15.78.

Con respecto a la reacción descrita en el ejemplo 15.7, compara la concentración de HI(g) con las concentraciones de $H_2(g)$ e $I_2(g)$ en el equilibrio. Puesto que la concentración de HI (el producto) es mayor que la concentración de los reactivos, el equilibrio está desplazado hacia la derecha y la constante de equilibrio tiene un valor mayor que 1.

Quizá te preguntes cómo se obtienen los valores de K_{eq} de una reacción. Se pueden hacer determinaciones de este tipo en el laboratorio si una reacción se halla en equilibrio y todas las concentraciones de reactivos y productos se miden a una temperatura constante. Una vez obtenidas todas las concentraciones de equilibrio en moles por litro, M, se

sustituyen los valores en la expresión de la constante de equilibrio y se calcula la K_{eq} que se desea conocer. En el capítulo que sigue se examinarán con más detenimiento las expresiones de equilibrio de los ácidos y las bases. Este concepto es muy importante para comprender la acidez.

EJERCICIO 15.7(b)

Calcula la K_{eq} de la reacción descrita en el ejemplo 15.7 a otra temperatura, a la cual las concentraciones en el equilibrio resultaron ser 0.24 M de H_2, 0.28 M de I_2 y 1.38 M de HI.

Resumen del capítulo

Las reacciones químicas reversibles se llevan a cabo ya sea en el sentido directo o en el inverso, según las condiciones. Cuando una reacción reversible se efectúa en un recipiente cerrado a presión y temperatura constantes, se establece un equilibrio entre las reacciones directa e inversa. Se establece un equilibrio químico cuando la velocidad de la reacción directa es igual que la velocidad de la reacción inversa. Se dice que el equilibrio está desplazado hacia la derecha si las concentraciones de los productos son muy grandes en comparación con las concentraciones de los reactivos en el equilibrio. Se dice que el equilibrio está desplazado hacia la izquierda si las concentraciones de los productos son mucho menores que las concentraciones de los reactivos en el equilibrio.

Son tres los factores que gobiernan la velocidad de una reacción química: (1) la frecuencia de colisión, (2) la fracción de partículas que tienen la orientación correcta en el momento de la colisión y (3) la fracción de partículas que tienen la energía de activación suficiente en el momento de la colisión. La frecuencia de colisión depende de la concentración, la temperatura y el área superficial de los reactivos.

A la serie de etapas individuales que se suceden durante una reacción en particular se les conoce en conjunto como el mecanismo de la reacción. Un catalizador es una sustancia que aumenta la velocidad de reacción sin ser consumida por la reacción misma. Los catalizadores reducen la energía de activación necesaria para una reacción modificando la ruta —el mecanismo— de la reacción, es decir, alterando las pequeñas etapas intermedias que tienen lugar durante una reacción. Cuando se emplea un catalizador para una reacción en equilibrio, se reduce la energía de activación tanto para la reacción directa como para la inversa. Por consiguiente, un catalizador no cambia la posición de equilibrio ni la constante de equilibrio. Sin embargo, en un recipiente abierto, donde se extraen los productos a medida que se forman, un catalizador permite que la reacción directa se lleva a cabo con mayor rapidez.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, si a un sistema en equilibrio se aplica una perturbación debida a un cambio de concentración, presión o temperatura, el equilibrio se desplazará a modo de aliviar la perturbación. La constante de equilibrio, K_{eq}, de una reacción es igual al producto de las concentraciones de los productos de la reacción dividido entre el producto de las concentraciones de los reactivos, cada una elevada a una potencia equivalente al coeficiente numérico de la ecuación balanceada. A cada nueva temperatura corresponde una constante de equilibrio distinta. Mediante la expresión de la constante de equilibrio, se puede calcular la concentración de una sustancia química si se conocen los demás valores.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Con base en la teoría de colisiones, analiza los factores que determinan la velocidad de reacción. [15.1]
2. Explica qué es la energía de activación y por qué es importante. [15.1]
3. Describe los efectos de la temperatura, la concentración y el área superficial en la velocidadd er eacción.[15.2]
4. Identificae jemplosd ee quilibriod inámico.[15.3]
5. Describel asc ondicionesn ecesariasp araq uee xistau ne quilibrioq uímico.[15.3]
6. Analizal asv elocidadesd el asr eaccionesd irectae i nversae ne le quilibrio.[15.3]
7. Aplica el principio de Le Châtelier para predecir desplazamientos del equilibrio. [15.4]

8. Describe los efectos de los catalizadores en la velocidad de reacción y en el equilibrio. [15.5]
9. Describe y utiliza la expresión de la constante de equilibrio para calcular concentracionesd ee quilibrio.[15.6]

Términos clave

catalizador[15.2]
cinéticaq uímica[15.1]
constanted ee quilibrio[15.6]
energíad ea ctivación[15.1]
enzima[15.2]
equilibrioq uímico[15.3]
expresiónd el ac onstanted e equilibrio[15.6]
frecuenciad ec olisión[15.1]
mecanismod er eacción [15.2]
principiod eL eC hâtelier [15.4]
procesoH aber[15.4]
reacción químicar eversible [15.3]
velocidadd er eacción[15.1]

Problemas

Velocidades de reacción: teoríad e colisiones

15.1 Menciona los tres factores principales que determinan lav elocidadd er eacción

15.2 ¿Qués ignificae lt érmino *cinéticaq uímica*?

15.3 ¿Cómo influye la frecuencia de colisión en la velocidad de reacción?

15.4 ¿Qués ignificae lt érmino *frecuenciad ec olisión*?

15.5 Explica cómo influye la orientación de los reactivos en la velocidad de reacción.

15.6 Haz un dibujo, con base en la figura 15.1, para dar un ejemplo de una orientación que dé lugar a una colisión eficaz, y otro dibujo de una orientación que origine una colisión ineficaz.

15.7 ¿Qués ignificae lt érmino *energíad ea ctivación*?

15.8 Con base en el concepto de energía de activación, explica por qué no todas las reacciones exotérmicas ocurren instantáneamente.

15.9 Compara la energía de activación para la oxidación de la glucosa (Fig. 15.5) con la energía de activación paral af otosíntesisd eg lucosa.

15.10 El cloro gaseoso se prepara industrialmente por medio de la reacción siguiente.

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ Cl_2 + 2\ H_2O(g) + \text{Calor}$$

Compara la energía de activación para la reacción directa que produce $Cl_2(g)$ con la energía de activación paral ar eacción nversa,q uep roduceH Cl(g).

Factoresq ue gobiernan las velocidades de reacción

15.11 Con base en la teoría cinética molecular, menciona dos razones por las que las reacciones se llevan a cabo conm ásr apideza t emperaturasm ása ltas.

15.12 Si todos los demás factores se mantienen constantes, ¿qué efecto tendría una reducción de la temperatura a la que se lleva a cabo una reacción en la velocidad de la reacción? Explica tu respuesta.

15.13 Explica por qué la carne se conserva más tiempo en el congeladorq uee ne lr efrigerador.

15.14 Menciona una razón por la que los insectos se mueven con más lentitud en el otoño. Explica tu respuesta.

15.15 Con base en los efectos de la temperatura, explica cómo pueden los animales pasar largos periodos sin probar alimento.

15.16 Explica cómo se pueden aprovechar los efectos de la temperaturae nu nac irugíad elc orazón.

15.17 ¿Qué efecto tiene un incremento del área superficial enl av elocidadd er eacción?E xplicat ur espuesta.

15.18 Si todos los demás factores se mantienen constantes, ¿qué efecto tendría una disminución de la concentración de los reactivos en la velocidad de reacción? Explica tu respuesta.

15.19 ¿Qué es un catalizador? Menciona un catalizador de lad escomposiciónd elH $_2O_2$.

15.20 ¿Qué es una enzima?

15.21 Describe cómo influye un catalizador en la energía de activacióny e nl av elocidadd er eacción.

15.22 Describe la acción de un catalizador con base en la analogía de la "ruta de Browning a Kalispell".

15.23 Describe por qué se puede metabolizar el azúcar en las células vivas no obstante que no reacciona con el oxígeno a temperatura ambiente para formar CO_2 y H_2O.

15.24 Explica la función de un catalizador en el convertidor catalíticod el osa utomóviles.

15.25 ¿Cómo influye el óxido de manganeso(IV), MnO_2, en lav elocidadd ed escomposición delH $_2O_2$?

15.26 ¿Cómo influye el óxido de manganeso(IV), MnO_2, en lav elocidadd ed escomposición delK ClO_3?

15.27 ¿De qué modo influye el MnO_2 en la energía de activaciónp aral ad escomposiciónd elH $_2O_2$?

15.28 ¿De qué modo influye el MnO_2 en la energía de activaciónp aral ad escomposiciónd elK ClO_3?

15.29 El ozono de las capas altas de la atmósfera nos protege contra la radiación ultravioleta excesiva. Sin embargo, los átomos de cloro que se liberan de los compuestos llamados clorofluorocarbonos (CFC) destruyen la

capa de ozono. Aquí se muestra un mecanismo en dos etapas de la conversión del ozono, O_3, en O_2.

$$Cl(\text{atómico}) + O_3(g) \longrightarrow ClO(g) + O_2(g) \quad (1)$$

$$ClO(g) + O(\text{atómico}) \longrightarrow Cl(\text{atómico}) + O_2(g) \quad (2)$$

a. Examina la reacción de la etapa 1 y describe lo que ocurre.
b. Examina la reacción de la etapa 2 y describe lo que ocurre.
c. Explica cómo puede un mismo átomo de cloro intervenir en la descomposición de muchas moléculas de ozono.

15.30 La reacción global de $H_2(g)$ con $I_2(g)$ para formar HI(g)

$$H_2(g) + I_2(g) \longrightarrow 2\ HI(g)$$

no se lleva a cabo en una sola etapa, sino que sigue un mecanismod ed ose tapas.

$$I_2(g) \longrightarrow 2I\ (\text{atómico})(\ \text{rápida}) \quad (1)$$

$$2I\ (\text{atómico}) + H_2(g) \longrightarrow 2\ HI(g)\ (\text{lenta}) \quad (2)$$

a. Examina la reacción de la etapa 1 y describe lo que ocurre.
b. Examina la reacción de la etapa 2 y describe lo que ocurre.
c. ¿Qué es lo que el mecanismo pone de manifiesto que la reacción global no muestra?

Reaccionesr eversibles ye quilibrio

15.31 ¿En qué condiciones las personas que suben y bajan por escaleras mecánicas entre dos pisos de un almacén de departamentos serían un buen ejemplo de equilibrio dinámico? Explica tu respuesta.

15.32 Dieciocho estudiantes trabajaban en un laboratorio de química al mismo tiempo que seis estudiantes del grupo estaban en una sala de cómputo adyacente haciendo ejercicios en las computadoras. Al pasar el tiempo, algunos de los estudiantes que trabajaban con las computadoras entraron al laboratorio a trabajar ahí, mientras que otros estudiantes salieron del laboratorio de química y comenzaron a trabajar en las computadoras. ¿En qué condiciones podría usarse esta situación como modelo de equilibrio dinámico?

15.33 ¿En qué condiciones podría servir un estacionamiento de tu escuela o universidad como modelo de equilibrio dinámico?

15.34 ¿En qué sentido podría servir una hermosa fuente de un parque como modelo de equilibrio dinámico?

15.35 ¿En cuál o cuáles de los sistemas siguientes puede haber equilibrios físicos dinámicos, y en cuál o cuáles puede haber equilibrios químicos? ¿En qué punto estaría cada proceso en equilibrio?

a. fusióny c ongelaciónd ea gua
b. disolucióny c ristalizaciónd ec lorurod es odio
c. conversión de $O_2(g)$ y $N_2(g)$ en óxidos de nitrógeno en un motor de automóvil, y descomposición de los óxidos de nitrógeno por obra de un convertidor catalítico

15.36 ¿En cuál o cuáles de los sistemas siguientes puede haber equilibrios físicos dinámicos, y en cuál o cuáles puede haber equilibrios químicos? ¿En qué punto estaría cada proceso en equilibrio?

a. vaporizacióny c ondensaciónd ea gua
b. conversiónd eo xígenog aseosoe no zono
c. disolucióny c ristalizaciónd ea zúcar

15.37 ¿Qué tiene de *dinámica* una reacción química en equilibrio?

15.38 ¿En qué consiste lo d*inámico*, en términos de equilibrios físicos, en el punto de fusión?

15.39 Con ayuda de la figura 15.12, describe qué le ocurre a las concentraciones de los reactivos y de los productos antes de que se establezca el equilibrio.

15.40 Con ayuda de la figura 15.12, describe qué le ocurre a las concentraciones de los reactivos y de los productos cuando se establece el equilibrio.

15.41 Utiliza la analogía de "tuercas y tornillos" de la figura 15.14 para comparar las concentraciones de tuercas, tornillos y unidades ensambladas *cuando* se establece el equilibrio.

15.42 Utiliza la analogía de "tuercas y tornillos" de la figura 15.14 para comparar las concentraciones de tuercas, tornillos y unidades ensambladas *antes* de que se establezcae le quilibrio.

15.43 Utiliza la analogía de "tuercas y tornillos" para comparar las velocidades de las reacciones directa e inversae ne le quilibrio.E xplicat ur espuesta.

15.44 Utiliza los dibujos de la figura 15.15 para comparar las velocidades de reacción y las concentraciones antes de que se establezca el equilibrio y una vez que se ha establecido.

15.45 Con respecto a la reacción

$$2\ CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO_2(g)$$

describe lo que le ocurre a las concentraciones de CO, O_2 y CO_2 antes de que se establezca el equilibrio y una vez que se ha establecido.

15.46 Con respecto a la reacción

$$N_2(g) + 2\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$$

describe lo que le ocurre a las concentraciones de N_2, O_2 y NO_2 antes de que se establezca el equilibrio y una vez que se ha establecido.

Principio deL e Châtelier

15.47 De acuerdo con el principio de Le Châtelier, ¿qué efecto tendría un aumento de temperatura en los equilibrios siguientes?

a. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\ HCl(g) + \text{Energía}$
b. $2\ CO_2(g) + \text{Energía} \rightleftharpoons 2\ CO(g) + O_2$
c. $3\ O_2 + \text{Energía} \rightleftharpoons 2\ O_3$

15.48 De acuerdo con el principio de Le Châtelier, ¿qué efecto tendría un aumento de temperatura en los equilibrios siguientes?

a. $CO(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g) + \text{Energía}$

b. $4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g) + \text{Energía}$

c. $H_2(g) + I_2(g) + \text{Energía} \rightleftharpoons 2\,HI(g)$

15.49 Con base en el principio de Le Châtelier, predice el efecto que aumentar la presión total (reduciendo el volumen) tendría en los equilibrios del problema 15.47.

15.50 Con base en el principio de Le Châtelier, predice el efecto que aumentar la presión total (reduciendo el volumen) tendría en los equilibrios del problema 15.48.

15.51 El proceso Haber para producir amoniaco está dado por la ecuación

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) + \text{Calor}$$

¿cuál sería el efecto de las acciones siguientes en este equilibrio?

a. lae xtracciónd ea moniaco
b. laa diciónd en itrógeno
c. lae xtracciónd ec alor
d. laa diciónd eu nc atalizador

15.52 El hidrógeno gaseoso para el proceso Haber se puede obtener de la reacción del metano, CH_4, con vapor de agua para producir monóxido de carbono, CO, y H_2. La siguiente reacción en equilibrio entre el monóxido de carbono y el vapor produce luego más H_2.

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g) + \text{Calor}$$

¿cuál sería el efecto de las acciones siguientes en este equilibrio?

a. lae xtracciónd eh idrógenog aseoso
b. unar educciónd elv olument otal
c. lae xtracciónd ec alor
d. laa diciónd eu nc atalizador

15.53 En cualquier equilibrio químico, ¿cuál es el desplazamientod ele quilibriop rovocadop or

a. una umentoe nl ac oncentraciónd eu nr eactivo?
b. una umentoe nl ac oncentraciónd eu np roducto?

15.54 En cualquier equilibrio químico, ¿cuál es el desplazamientod ele quilibriop rovocadop or

a. unar educciónd el ac oncentraciónd eu nr eactivo?
b. una reducción de la concentración de un producto?

Efecto de un catalizador en un sistema

15.55 ¿Cómo aumenta un catalizador la velocidad de una reacción?

15.56 ¿Cuál es el efecto de un catalizador en un sistema en equilibrio?E xplicat ur espuesta.

15.57 ¿Cuál sería el efecto de las acciones siguientes en el equilibrio de la síntesis de metanol, CH_3OH (también conocidoc omoa lcoholm etílico)?

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$$

a. la extracción del CH_3OH
b. una umentod ep resión
c. reducirl ac oncentraciónd eH_2
d. laa diciónd eu nc atalizador

15.58 ¿Cuál sería el efecto de las acciones siguientes en el equilibrio de la reacción del coque, C(s), con vapor de agua para formar CO y H_2?

$$C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$$

a. la adición de vapor de agua
b. una umentod ep resión
c. la extracción del H_2 a medida que se forma
d. laa diciónd eu nc atalizador

15.59 Por ley, los automóviles deben contar con convertidores catalíticos para reducir la contaminación convirtiendo el monóxido de carbono y la gasolina sin quemar en el escape en CO_2. Describe por qué se necesita un catalizador en el convertidor.

15.60 Cierta reacción bioquímica se lleva a cabo en el cuerpo humano con una velocidad alrededor de 10^4 veces mayor que en el laboratorio a la misma temperatura, pero sin ser catalizada por una enzima. ¿Cómo influye la enzima en la energía de activación y en la velocidad de reacción?

Constantesd ee quilibrio

15.61 Escribe la expresión de la constante de equilibrio de lasr eaccioness iguientes

a. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\,HCl(g)$
b. $2\,CO_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO(g) + O_2(g)$
c. $3\,O_2 \rightleftharpoons 2\,O_3(g)$

15.62 Escribe la expresión de la constante de equilibrio de lasr eaccioness iguientes.

a. $CO(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$
b. $4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \rightleftharpoons 4\,NO(g) + 6\,H_2O(g)$
c. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$

15.63 Escribe expresiones de la constante de equilibrio de lasr eaccioness iguientes.

a. $2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g) + \text{Calor}$
b. $2\,NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) + \text{Calor}$
c. $CaCO_3(s) + \text{Calor} \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

15.64 Escribee xpresiones del ac onstanted ee quilibriod e lasr eaccioness iguientes.

a. $N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g) + \text{Calor}$
b. $4\,HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,H_2O(g) + 2\,Cl_2(g) + \text{Calor}$

c. $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + \text{Calor}$

15.65 ¿Qué nos dice una constante de equilibrio con un valor mucho mayor que 1.0 acerca de la posición del equilibrio?

15.66 ¿Qué nos dice una constante de equilibrio con un valor mucho menor que 1.0 acerca de la posición del equilibrio?

15.67 ¿Dónde se encuentra la posición de equilibrio de las reacciones que tienen las constantes de equilibrio siguientes?

a. 500 a 80°C

b. 1.2×10^{-2} a 20°C

c. 6.5×10^{3} a 25°C

d. 0.247 a 100°C

15.68 ¿Dónde se encuentra la posición de equilibrio de las reacciones que tienen las constantes de equilibrio siguientes?

a. 0.038 a 20°C

b. 7.8×10^{4} a 25°C

c. 1.08×10^{-2} a 400°C

d. 36 a 0°C

15.69 Con base en la magnitud de K_{eq} dada en la tabla 15.1, renglón 1, ¿está desplazado hacia la *derecha* o hacia la *izquierda* el equilibrio de la oxidación de $SO_2(g)$ para formar $SO_3(g)$ en las condiciones indicadas?

15.70 Con base en la magnitud de K_{eq} dada en la tabla 15.1, renglón 4, ¿está desplazado hacia la *derecha* o hacia la *izquierda* el equilibrio de la reacción de N_2 con O_2 para formar NO(g) en las condiciones indicadas?

15.71 La constante de equilibrio de la reacción siguiente es de 0.212 a 100°C. Cuando $[NO_2] = 0.20$ M, ¿cuál es la $[N_2O_4]$d ee quilibrio?

$$\underset{\text{Incoloro}}{N_2O_4(g)} \rightleftharpoons \underset{\text{Pardo}}{2\ NO_2(g)}$$

15.72 La constante de equilibrio de la reacción siguiente es de 50 a 400°C. Cuando [HI] es 1.50 M y $[I_2]$ es 0.200 M, ¿cuál es la $[H_2]$d ee quilibrio?

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$$

15.73 Con respecto a la reacción descrita en el problema 15.71, ¿cómo influye en K_{eq} un aumento en la concentración de N_2O_4? ¿Y un aumento en la concentración de NO_2?

15.74 La constante de equilibrio de la reacción descrita en el problema 15.72 es de 69 a 340°C. Con base en los cambios de las constantes de equilibrio con la temperatura, ¿qué favorece más la formación de productos de reacción: la temperatura más alta o la más baja?

15.75 Como se explicó en el recuadro "Síntesis de amoniaco: el proceso Haber", se produce hidrógeno gaseoso haciendo reaccionar monóxido de carbono con vapor de agua.

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

Ac iertat emperatura,l a K_{eq} es de 3.72.

a. Escribel ae xpresiónd el ac onstanted ee quilibrio.

b. Calcula la concentración en el equilibrio de H_2 cuando $[CO] = 0.621$ M, $[H_2O] = 0.668$ M y $[CO_2] = 1.18$ M.

15.76 El hidrógeno se prepara en escala comercial haciendo reaccionarm etano,C H_4, con vapor de agua.

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons 3\ H_2(g) + CO(g)$$

A 750°C, la K_{eq} es de 6.17.

a. Escribel ae xpresiónd el ac onstanted ee quilibrio.

b. Calcula la concentración en el equilibrio de CO cuando $[CH_4] = 0.115$ M, $[H_2O] = 0.231$ M y $[H_2] = 1.10$ M.

15.77 Con respecto a la reacción en equilibrio descrita en el problema 15.75, ¿cuál sería el efecto de las acciones siguientese ne stee quilibrio?

a. la adición de más vapor de agua

b. la extracción de H_2 gaseoso

c. laa diciónd eu nc atalizador

15.78 Con respecto a la reacción en equilibrio descrita en el problema 15.76, ¿cuál sería el efecto de las acciones siguientes en este equilibrio?

a. la adición de más metano

b. la extracción de H_2 gaseoso

c. laa diciónd eu nc atalizador

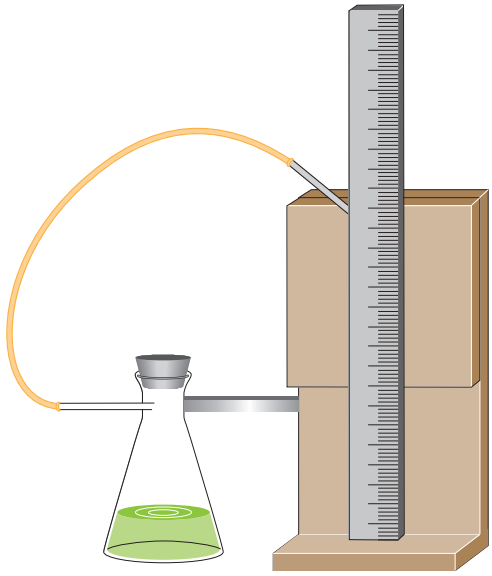
Estudiantes en *acción*

Velocidad de descomposición del peróxido de hidrógeno

Las velocidades de reacción se pueden determinar midiendo la concentración de al menos uno de los productos formados. En este caso, determinarás la velocidad de descomposición del H_2O_2 midiendo la formación de oxígeno mediante un manómetro.

Materiales y reactivos

- Peróxido de hidrógeno al 30%
- Mercurio
- Matraz kitasato y tapón de hule
- Manguera
- Tubo de vidrio grueso sellado en uno de sus extremos y en forma de "U"
- 1 regla de madera de 100 cm
- Pinzas de tres dedos con nuez
- Soporte universal



Procedimiento

1. Fija el tubo de vidrio a la regla de madera. Agrega 10 mL de mercurio y anota el número de la escala de la regla a la que llega el nivel de mercurio. Este es será el nivel de referencia para ver el aumento del mismo cuando la reacción se lleve a cabo.

2. Con ayuda de unas pinzas, sujeta el matraz kitasato a un soporte universal y sitúa al lado la regla con el tubo de vidrio. En la prolongación del matraz kitasato, coloca la manguera y ésta conéctala al tubo en "U" que contiene mercurio, como se muestra en la figura.

3. Vierte 20 mL de peróxido de hidrógeno en el matraz kitasato y tápalo con un tapón de hule.
4. Registra en la tabla el nivel al que llegó el mercurio. Éste es el tiempo cero.
5. Toma la lectura cada 5 minutos, durante 60 minutos (serán 13 lecturas, incluye la lectura 0).

Registra tus resultados en la tabla.

Lecturas del nivel de mercurio en mm					
0 min		25 min		50 min	
5 min		30 min		55 min	
10 min		35 min		60 min	
15 min		40 min			
20 min		45 min			

De nuestra reacción de descomposición a 20°C:

$$2H_2O_2\,(ac) \longrightarrow 2H_2O(l) \;+\; O_2(g)$$

Puedes determinar la velocidad de descomposición midiendo la formación de oxígeno mediante el manómetro. La presión del oxígeno puede convertirse fácilmente en concentración utilizando la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V}RT = [O_2]\,RT$$

Donde *n/V* proporciona la molaridad del oxígeno gaseoso.
Al reacomodar la ecuación, obtenemos:

$$[O_2]=\frac{1}{RT}P$$

La velocidad de la reacción, que está dada por la velocidad de producción de oxígeno, se escribe como:

$$velocidad = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}=\frac{1}{RT}\frac{\Delta P}{\Delta t}$$

Con las consideraciones anteriores, una vez que obtengas los resultados, haz lo siguiente.

a) Elabora una gráfica de presión en mmHg (eje de las *Y*) contra el tiempo en minutos (eje de las *X*).

b) Determina la velocidad en unidades de M/s, primero convierte mmHg/min en atm/s y después multiplica la pendiente de la tangente ($\Delta P/\Delta t$) por 1/R, como se señala en la ecuación anterior.

Análisis de resultados

1. ¿Cuáles son los factores que permitieron que la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno se llevara a cabo?

_____

2. Según la gráfica que elaboraste, ¿cómo es la relación entre el tiempo y la presión obtenida: directa o inversamente proporcional? Justifica tu respuesta.

_____

_____

3. ¿Cuál es la base teórica para justificar que a mayor presión mayor concentración de oxígeno? Argumenta tu respuesta.

_____

_____

4. De acuerdo con la experiencia (una hora de lecturas de presión), ¿la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno se desplazó completamente a la derecha? Justifica tu repuesta.

_____

_____

5. ¿Puedes acelerar la reacción? ¿De qué manera?

_____

_____

capítulo 16

Ácidos y bases

CONTENIDO

16.1 Ácidos y bases: teoría de Arrhenius

16.2 Ácidos fuertes y débiles

16.3 Bases fuertes y débiles

16.4 Reacciones de los ácidos

16.5 Reacciones de las bases

16.6 Definiciones de ácidos y bases de Brønsted-Lowry

16.7 Definiciones de ácidos y bases de Lewis

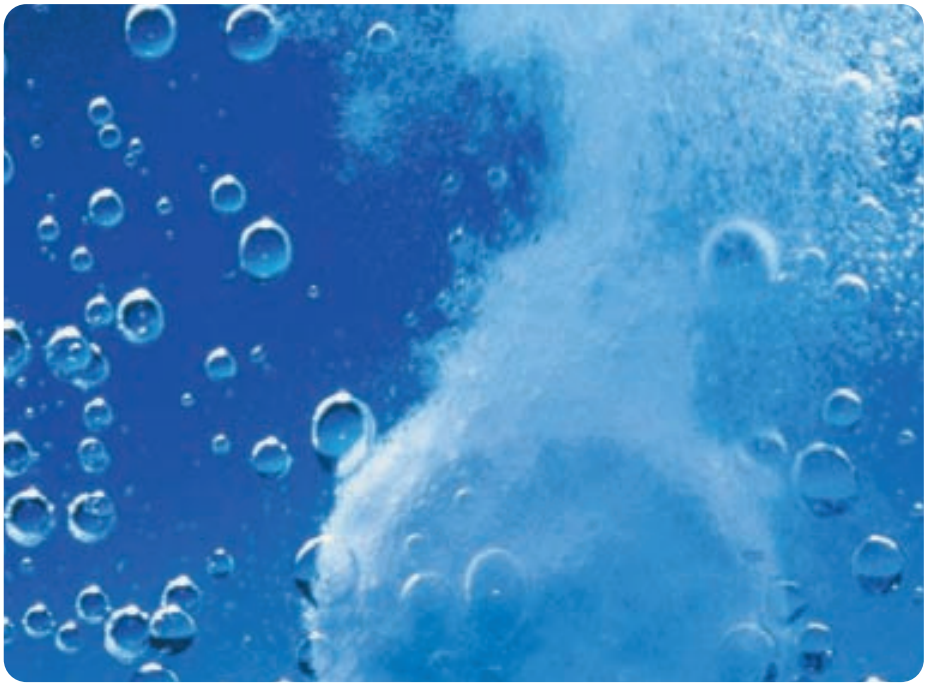
16.8 Autoionización del agua

16.9 La escala de pH

16.10 Hidrólisis: sales en agua

16.11 Amortiguadores: regulación del pH

16.12 Titulaciones ácido-base



Cada año se gastan millones de dólares en antiácidos. Un antiácido que contiene iones carbonato o bicarbonato reacciona con los iones hidrógeno de un ácido y produce dióxido de carbono gaseoso y agua.

Desde tiempos inmemoriales se utiliza el vinagre, ese ácido común que se obtiene de la sidra de manzana y del vino. La palabra latina que significa vinagre, *acetum*, está estrechamente relacionada con otra palabra latina, *acidus* (agrio), de donde proviene la palabra *ácido*. Desde hace mucho tiempo se sabe que los líquidos de sabor agrio contienen ácidos. Las sustancias químicas capaces de neutralizar los ácidos son básicas o alcalinas, y su sabor es amargo. En las Figs. 16.1 y 16.2 se muestran ejemplos comunes de artículos que contienen ácidos y bases. Los productos químicos para la limpieza suelen contener ácidos o bases. Comemos alimentos y bebemos líquidos que contienen ácidos y bases. Incluso nuestro propio cuerpo los produce. De hecho, el mantenimiento de un delicado equilibrio entre los ácidos y bases de nuestro cuerpo es, literalmente, cuestión de vida o muerte.

Figura 16.1 Algunosá cidosc omunes. Del vinagre de sidra a los limpiadores para el inodoro, de las frutas y los jugos de fruta a losp roductosp arae liminarl ah errumbre,l os ácidos están presentes en los alimentos y en los productos químicosp arae lh ogar.

Figura 16.2 Algunasb asesc omunes. Del osa ntiácidosq uei ngerimosa l os productosd el impiezap arad esagües, hornos yp isos,m uchosp roductosq uímicosp arae lh o-gare mpleans ustanciasc onocidasc omo álcaliso b ases.

Conexión con el aprendizaje
Todos nosotros —incluso la gente famosa— cometemos errores. Lo importante es **aprender de nuestros errores.**

Antoine Lavoisier (Sección 2.6) propuso en 1787 que todos los ácidos contienen oxígeno. De hecho, el nombre *oxígeno* significa en griego "formador de ácido". Lavoisier estaba equivocado. Sir Humphrey Davy (1778-1829) demostró en 1811 que el ácido clorhídrico, HCl(ac), no contiene oxígeno. Davy concluyó que el componente común de los ácidos es la presencia de hidrógeno, no de oxígeno.

En la sección 6.8 se presentaron los nombres y fórmulas de varios ácidos comunes y sus sales. En el capítulo 10 se describieron algunas reacciones que producen ácidos y bases. Ahora estamos en condiciones de poder examinar importantes características de losá cidosy b asesy c omparars usp ropiedades.

16.1 Ácidos y bases: teoría de Arrhenius

Muchos químicos intentaron responder la pregunta "más importante": "¿Qué es un ácido?" No se dispuso de una buena respuesta hasta hace alrededor de 100 años. En 1884, el químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927), cuando aún era estudiante de posgrado, propuso las definiciones de ácidos y bases que todavía se utilizan actualmente. En general, se reconocía a los **ácidos** como sustancias que, en solución acuosa,

Conexión con el mundo real
Los ácidos concentrados o diluidos que se utilizan en el laboratorio son muy corrosivos; nunca se deben probar.

1. Tienenu ns abora grios is ed iluyenl os uficientep arap oderlosp robar.
2. Hacenq uee lt ornasol cambie de azul a rojo (Fig. 16.3).
3. Reaccionan con los metales reactivos, como el magnesio, el zinc y el hierro, y producenh idrógenog aseoso,$H_2(g)$.

   Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl(ac), reacciona con el magnesio metálicoy f ormah idrógenog aseosoy c lorurod em agnesio.

$$2\,HCl(ac) + Mg \longrightarrow H_2(g) + MgCl_2(ac)$$

El **tornasol** es un pigmento de origen vegetal que se aísla de ciertos tipos de liquen (un hongo en unión con un alga) que crecen sobre las rocas y los árboles.

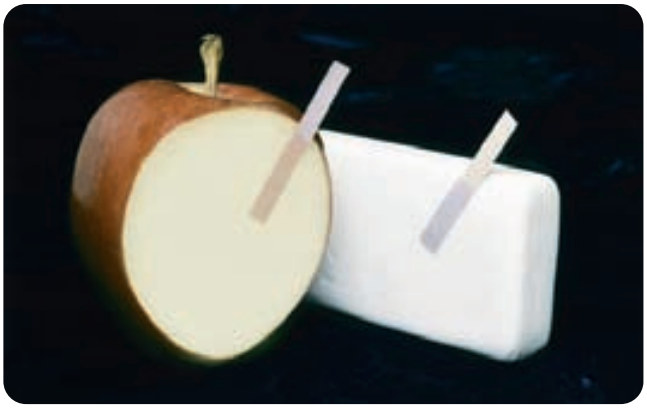


Figura 16.3 Lasm anzanasy todosl osp roductosq uec ontienen ácidos hacen que el tornasol azul cambie a rojo (rosado). Una barra de jabón, al igual que otros productos que contienen bases, hace que el tornasol rojo cambie a azul, en tanto que el tornasol azul conserva su color en presencia de una base, como aquí se muestra.

4. Reaccionan con los compuestos llamados bases (contienen iones hidróxido, OH^-) para formar agua y compuestos conocidos como sales. La **sal** que se forma está constituida por el catión de la base y el anión del ácido.

Conexión con el aprendizaje
Casi todas las sales son compuestos cristalinos iónicos con puntos de fusión y de ebullición altos.

Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl(ac), reacciona con el hidróxido de potasio, una base, para formar agua y cloruro de potasio, una sal.

$$\underset{\text{Ácido}}{HCl(ac)} + \underset{\text{Base}}{KOH(ac)} \longrightarrow \underset{\text{Agua}}{H_2O} + \underset{\text{Sal}}{KCl(ac)}$$

La reacción de un ácido con una base (Secs. 10.12 y 16.4) recibe el nombre de **neutralización**. Si se mezclan las cantidades correctas de ácidos y bases, se pierden las propiedades originales de estas sustancias. El producto de la reacción tiene un sabor salado, no agrio ni amargo. Se forma una sal y agua cuando un ácido *neutraliza* una base.

Conexión con el mundo real
Precaución: ¡Nunca pruebes *nada* en el laboratorio!

Arrhenius propuso que las propiedades características de los ácidos son en realidad propiedades del ion hidrógeno, H^+, y que los ácidos son compuestos que liberan iones hidrógenoe n *solución* acuosa.

Arrhenius se hizo acreedor al tercer Premio Nobel de Química en 1903. Tiempo antes, poco faltó para que reprobase su examen doctoral cuando propuso la revolucionaria teoría de que las sales existen en solución acuosa como iones positivos y negativos.

Arrhenius y otros científicos reconocían en términos generales que las **bases** (tambiénl lamadas **álcalis**) son sustancias que, en solución acuosa,

1. Tienen sabor amargo. (Nunca se deben probar las sustancias químicas que se empleane ne ll aboratorio.)
2. Ses ientenr esbalosaso j abonosasa lt acto.
3. Hacen que el tornasol cambie de rojo a azul.
4. Reaccionan con los ácidos para formar agua y sales.

Conexión con el mundo real
Las **bases** concentradas son muy *cáusticas*; destruyen los tejidos corporales.

Arrhenius explicó que estas propiedades de las bases (álcalis) eran en realidad propiedades del ion hidróxido, OH^-. Propuso que las bases son compuestos que liberan iones hidróxido en solución acuosa. Las definiciones de Arrhenius son útiles hoy en día, siempre y cuando se trate de soluciones acuosas.

Ácidosy b asesd e Arrhenius:
Losá cidosl iberani onesh idrógenoe ne la gua.
Lasb asesl iberani onesh idróxidoe ne la gua.

Para saber si un compuesto dado es un ácido de Arrhenius, basta con disolver un poco en agua pura y colocar una o dos gotas de la solución sobre papel tornasol azul. Si el

Conexión con el aprendizaje
Puede ser útil recordar las letras "AB". El tornasol es AZUL en las BASES.

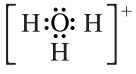
tornasol adquiere un color rojo, el compuesto es un ácido. Sin embargo, si la solución hace cambiar el tornasol de rojo a azul, ello indica la presencia de una base.

Los limones y otros frutos cítricos, al igual que muchas bebidas con sabor a fruta contienen ácido cítrico. Si un alimento sabe agrio, es que contiene al menos una sustancia ácida.

Iones hidrógeno o iones hidronio

Debido a que un átomo de hidrógeno tiene un protón y un electrón, la pérdida de ese electrón deja sólo un protón, que es un ion hidrógeno.

La teoría de Arrhenius de los ácidos ha sufrido algunas modificaciones al paso de los años. Se sabe, por ejemplo, que no existen iones hidrógeno simples en solución acuosa. Cuando un átomo de hidrógeno pierde su único electrón, todo lo que queda es el núcleo desnudo, que contiene un solo protón: un ion H^+. Todos los demás iones positivos tienen núcleos rodeados y protegidos por uno o más niveles energéticos totalmente ocupados por electrones. El ion hidrógeno, con su único protón desprotegido, es demasiado reactivo para existir como ion estable en solución. Hoy se sabe que las soluciones ácidas no contienen iones H^+ simples, sino que la acidez se debe a la presencia de iones H_3O^+, que son protones hidratados. Podemos imaginar cada ion H_3O^+, llamado **ion hidronio,** como un ion hidrógeno, H^+, unido a una molécula de agua y compartiendo un par de electrones con el oxígeno de esta molécula. La estructura de Lewis de un ion hidronio es



Ahorap odemosa ctualizarl ad efiniciónd e Arrheniusd eu ná cidoc omo sigue.

Un ácido es una sustancia que produce *iones hidronio*, H_3O^+, cuando se disuelve en agua.

Incluso esto no deja de ser una simplificación excesiva. El ion hidronio está hidratado además por otras moléculas de agua, pero se utiliza el ion hidronio, H_3O^+, y se pasa por alto la hidratación adicional. Un ion hidronio es muy reactivo; transfiere con facilidad un ion hidrógeno, H^+ (que es un simple protón) a otras moléculas y iones. Se habla acerca de la presencia de *iones hidrógeno* en una solución, pero en realidad se trata de *iones hidronio* ens olución;a mbost érminoss eu tilizani ndistintamente.

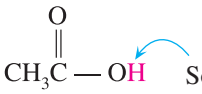
Ácidos monopróticos, dipróticos y tripróticos

Ciertos ácidos, como el ácido clorhídrico, HCl(ac), y el ácido nítrico, HNO_3(ac), ceden un ion hidrógeno (un protón) por unidad formular. Así, por ejemplo, 1 mol de ácido clorhídrico o ácido nítrico libera 1 mol de protones. A estos ácidos se les conoce como **ácidos monopróticos**.

Ciertos ácidos ceden más de un protón (o ion hidrógeno) por unidad formular. Por ejemplo, el ácido sulfúrico, H_2SO_4, es un **ácido diprótico**; puede ceder hasta dos protones.D em odoa nálogo,e lá cidof osfórico,H $_3PO_4$, es un **ácidot riprótico**.

No debe suponerse que todos los átomos de hidrógeno de un compuesto son ácidos. (Un átomo de hidrógeno *ácido* es aquél que se desprende en solución acuosa.) El metano, CH_4, no cede ninguno de sus átomos de hidrógeno en solución acuosa. Asimismo, sólo uno de los átomos de hidrógeno del ácido acético es ácido. Por esta razón la fórmula del ácido acético se suele escribir como CH_3COOH (o $HC_2H_3O_2$), para destacar el hecho de que se libera un solo protón: el que está en el extremo del **grupo carboxilo** (el grupo

—COOH). La estructura siguiente del ácido acético muestra que el hidrógeno del grupo carboxilo es diferente; está unido a un átomo de oxígeno, no a uno de carbono.



Sólo este protón del grupo carboxilo (—COOH) se liberae ns olucióna cuosa.

Como se observa en el caso del metano y del ácido acético, los átomos de hidrógeno unidos de forma covalente a átomos de carbono no tienden a ionizarse; no son ácidos.

EJEMPLO 16.1 Ácidos, bases y sales

Con base en las definiciones de Arrhenius, indica en cada caso si se trata de un ácido, una base, una sal o ninguno de los anteriores.

(a) HNO_3 **(b)** $Ba(OH)_2$ **(c)** $CaCl_2$

(d) $CH_3CH_2CH_3$ (propano)

SOLUCIÓN

(a) El HNO_3 es un ácido;l iberai onesh idrógeno,H^+,e ns olución.

(b) El $Ba(OH)_2$ es una base;l ibera ionesh idróxido,$O\ H^-$,e ns olución.

(c) El $CaCl_2$ es una sal que se forma durante la reacción de neutralización del ácido clorhídricoc onh idróxidod ec alcio,$C\ a(OH)_2$(ac), una base.

(d) El propano no es ácido, ni base ni sal. Tiene átomos de hidrógeno, pero están unidos de forma covalente a átomos de carbono, por lo cual no son ácidos.

Véansel os problemas 1 6 .1 -1 6 .1 O.

EJERCICIO16.1

(a) Indica si los compuestos siguientes son ácidos, bases, sales o ninguno de los anteriores,c onb asee nl asd efinicionesd e Arrhenius:

$CaSO_4$ y $Ca(OH)_2$

(b) Indica si los compuestos siguientes son ácidos, bases, sales o ninguno de los anteriores, con base en las definiciones de Arrhenius:

CH_4 y CH_3COOH

Figura 16.4 El ácido clorhídrico concentrado que se utiliza en los laboratorios de química tiene una concentración de 12 mol/L (12 M). Cualquiera que sea su concentración, este ácido se clasifica como un ácido fuerte.

16.2 Ácidos fuertes y débiles

Los **ácidos fuertes** son aquellos que se ionizan totalmente —o casi totalmente— en agua. En sus soluciones diluidas, los ácidos fuertes como el ácido clorhídrico (Fig. 16.4) donan su protón o protones ácidos al agua para formar iones hidronio. Debes memorizar los nombres y fórmulas de estos ácidos fuertes.

Ácidosf uertes	
HCl,á cidoc lorhídrico	H_2SO_4, ácidos ulfúrico
HBr,á cidob romhídrico	HNO_3,á cidon ítrico
HI,á cidoy odhídrico	$HClO_4$, ácidop erclórico

La ecuación siguiente de la reacción de ácido clorhídrico gaseoso con agua muestra la formación de iones hidronio en solución acuosa. Dado que el equilibrio se halla tan desplazado hacia la derecha (prácticamente todo el HCl está ionizado), se suele escribir la ecuación con una sola flecha que apunta hacia los productos ionizados.

$$HCl(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Conexión con el mundo real
El **jugo gástrico** equivale a una solución diluida de ácido clorhídrico. Aunque el ácido ayuda a digerir los alimentos, en especial las proteínas, puede originar problemas, como lo atestiguará cualquiera que padezca una úlcera.

Los ácidos fuertes concentrados producen graves daños a la piel o los músculos, pues causan quemaduras químicas semejantes a las que origina el calor y las cuales suelen ser tratadas del mismo modo. Los ácidos fuertes corrosivos también perforan la ropa que contiene fibras naturales como algodón, seda o lana, y destruyen casi todos los materiales sintéticos como las fibras de nailon, poliéster y acrílico. Ten siempre mucho cuidado de no derramar ácidos sobre la piel o la ropa.

Los **ácidos débiles** son los que se ionizan en pequeña proporción en solución diluida. El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil representativo. La reacción de equilibrio de la ionización de este ácido se escribe con una flecha más grande en el sentido de los reactivos para indicar que la mayor parte de las moléculas de ácido acético no se ionizan.

$$CH_3COOH(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

El vinagre comercial es una solución de ácido acético aproximadamente al 5% en masa (Fig. 16.5)

Figura 16.5 Elv inagre comerciale sp orl or egular ácido acético al 5% en masa.

Otro ácido débil común es el ácido carbónico, H_2CO_3, que se forma cuando el CO_2 se disuelve en agua.

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3CO_3(ac)$$

Tus angrey t odasl asb ebidasc arbonatadasc ontienenH $_2CO_3$.

Algunos ácidos importantes

En la tabla 16.1 se muestran algunos ácidos fuertes y débiles importantes; debes memorizar los nombres y fórmulas de los que aparecen en rojo, pues muchos de ellos aparecerán una y otra vez en el resto de este libro. La tabla incluye varios ácidos orgánicos, que contienen carbono y tienen uno o más grupos carboxilo. Todos estos compuestos orgánicos son ácidos débiles. Los ácidos que no son orgánicos se clasifican como ácidos inorgánicos.

En escala industrial se produce más ácido sulfúrico que cualquier otra sustancia química. Lee el recuadro "Ácido sulfúrico: el número uno". Con el ácido clorhídrico, HCl(ac), se limpian los depósitos blancos (carbonato de calcio) que el agua dura forma en las albercas y en los accesorios de porcelana de los baños. Se puede adquirir en las ferreterías con el nombre de *ácido muriático*, el cual se utiliza extensamente para limpiar el mortero de los ladrillos. Las soluciones concentradas de este ácido (alrededor de 38% de HCl) producen graves quemaduras. Incluso las soluciones diluidas provocan irritación e inflamación de la piel. La ingestión de una pequeña cantidad de cualquiera de los ácidos fuertes puede ser mortal.

Tabla 16.1 Algunos ácidos importantes*

Ácidos fuertes		Ácidos débiles	
Nombre	**Fórmula**	**Nombre**	**Fórmula**
Ácido clorhídrico	HCl	Ácidof osfórico	H_3PO_4
Ácido bromhídrico	HBr	Ácidoc arbónico	H_2CO_3
Ácido yodhídrico	HI	Ácidoa cético	CH_3COOH
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Ácidoc ítrico	$C_3H_5(COOH)_3$
Ácido nítrico	HNO_3	Ácidol áctico	$CH_3CHOHCOOH$
Ácido perclórico	$HClO_4$	Ácidob órico	H_3BO_3

*Memoriza los nombres y fórmulas de los ácidos fuertes y de los primeros tres ácidos débiles.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Ácido sulfúrico: el número uno

El ácido sulfúrico, H_2SO_4, es el principal producto químico industrial de Estados Unidos. Cada año se producen alrededor de 42 000 millones de kg. El azufre se quema en presencia de oxígeno para obtener $SO_2(g)$, el cual se oxida en presencia de un catalizador para formar $SO_3(g)$, y éste se disuelve en agua para formar H_2SO_4. Ahora se recuperan cantidades mayores de azufre en forma de SO_2 de las chimeneas de las centrales termoeléctricas y de las fundiciones de menas metálicas. El SO_2 se aprovecha para fabricar H_2SO_4.

Gran parte del ácido sulfúrico (alrededor del 75%) se utiliza para transformar roca fosfórica en fertilizantes. Otro 10% se emplea en la fabricación de aceros y en el procesamiento de metales industriales. Este ácido también se utiliza en la refinación de petróleo, en la manufactura de muchos otros productos químicos, en los acumuladores de automóvil y en ciertos limpiadores de cañerías. El ácido sulfúrico es un poderoso agente deshidratante. El papel (celulosa) se oscurece, se torna frágil y se desmorona después de deshidratarlo con el ácido concentrado.

(a)

(b)

(a) El ácido sulfúrico concentrado que se emplea en los laboratorios se encuentra en el comercio como H_2SO_4 18 M. El ácido de acumulador es H_2SO_4 aproximadamente 2 M.
(b) Instalaciones para la producción industrial de ácido sulfúrico.

EJEMPLO 16.2 Ácidos fuertes y débiles

Indica la fórmula y clasifica como ácido fuerte o débil y como ácido orgánico o inorgánico cada uno de los ácidos siguientes.

(a) ácidoa cético **(b)** ácidob órico **(c)** ácidon ítrico

SOLUCIÓN

	Fórmula	Fuerza relativa del ácido	Orgánico o inorgánico
(a) ácidoa cético	CH_3COOH	débil	orgánico
(b) ácidob órico	H_3BO_3	débil	inorgánico
(c) ácidon ítrico	HNO_3	fuerte	inorgánico

EJERCICIO 16.2

(a) Escribe los nombres y fórmulas de los seis ácidos fuertes.

(b) Escribe losn ombresy f órmulasd et resá cidosd ébiles.

16.3 Bases fuertes y débiles

Las **bases fuertes** se ionizan totalmente —o casi totalmente— en agua; no así las **bases débiles**. El hidróxido de sodio, NaOH, también conocido como lejía, es quizá la base fuerte más conocida. Incluso en estado sólido, el hidróxido de sodio es totalmente iónico; existe en forma de iones sodio y iones hidróxido. En solución, los iones hidróxido participan en las reacciones características de las soluciones *básicas* o *alcalinas*. Algunos productos comunes que contienen hidróxido de sodio son los limpiadores de sistemas de desagüe y los limpiadores de hornos. El álcali destruye rápidamente los tejidos yp rovocag ravesq uemadurasq uímicas.

Entre las bases fuertes se cuentan todos los hidróxidos de los metales alcalinos, junto con tres hidróxidos de metales del Grupo IIA: hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, hidróxido de estroncio, $Sr(OH)_2$ e hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$. Todos ellos son completamente iónicos. Debes memorizar sus nombres y fórmulas. Todos los hidróxidos de metales alcalinos son muy solubles en agua. El hidróxido de calcio es poco soluble en agua.

El hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, es una base débil; su solubilidad en agua es tan pequeña que se puede ingerir sin peligro en forma de un antiácido conocido como leche de magnesia. Todos los hidróxidos de los metales de transición son bases débiles y su solubilidad en agua es escasa. En la tabla 16.2 se muestran algunas bases importantes.

El amoniaco, NH_3, otra base importante, es un gas a temperatura ambiente y se disuelve con facilidad en agua. El amoniaco reacciona con el agua en baja proporción paraf ormaru nn úmerol imitadod ei onesa monioy i onesh idróxido.

$$NH_3(ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

El amoniaco se clasifica como base débil porque en una solución acuosa de amoniaco sólo se ioniza alrededor del 1% del amoniaco. A la solución que se forma disolviendo amoniaco en agua se le llama a veces hidróxido de amonio, pero el nombre correcto es **amoniaco acuoso**, $NH_3(ac)$, porque la mayor parte del amoniaco permanece en la forma no ionizada. Los limpiadores para vidrios y muchos otros limpiadores domésticos muy conocidos contienen amoniaco, el cual se detecta de inmediato por su olor característico.

Conexión con el mundo real

- La producción anual de NaOH en Estados Unidos es actualmente de más de 11 millones de toneladas métricas.
- La producción anual de $Ca(OH)_2$ en Estados Unidos es actualmente de más de 19 millones de toneladas métricas.

Tabla 16.2 Algunas bases importantes

Nombre	Fórmula	Comentarios
Bases fuertes		
Hidróxidod es odio	NaOH	Conocidoc omol ejíao s osac áustica;s e empleae nl af abricaciónd ep roductos químicos(50%),p apel,j abón,e tcétera.
Hidróxidod ep otasio	KOH	Seu tilizae nl ai ndustriay enc iertos limpiadoresd eh ornos
Hidróxidod ec alcio	$Ca(OH)_2$	Poco soluble en H_2O; su solución acuosa saturada se conoce como agua de cal
Bases débiles		
Hidróxidod em agnesio	$Mg(OH)_2$	Pocos olublee nH $_2$O; la suspensión de $Mg(OH)_2$ sólidoe nH $_2$Or ecibee ln ombre del eched em agnesia
Amoniacoa cuoso	$NH_3(ac)$	Muy soluble en agua; el NH_3 acuoso es un ingrediente de mucho limpiadores domésticos
Hidróxidosd em etalesd et ransición		Muyp ocos olublese na gua

EJEMPLO 16.3 **Bases fuertes y débiles**

Explica por qué se puede ingerir $Mg(OH)_2$ saturado —una suspensión de $Mg(OH)_2$ en agua— como el antiácido llamado leche de magnesia, y en cambio el NaOH nunca se emplea como antiácido. Esta sustancia provoca graves quemaduras y daños a los tejidos de la piel.

SOLUCIÓN El hidróxido de magnesio es muy poco soluble en agua, por lo que una solución saturada de esta base tiene una concentración *pequeña* de iones OH^-. En cambio, el NaOH es muy soluble en agua; sus soluciones tienen concentraciones *grandes* de OH^-.

EJERCICIO 16.3

(a) ¿Qué limpiador de hornos será más peligroso de usar: uno que contenga NaOH o unoq uec ontengaa moniaco?E xplicat ur espuesta.

(b) Indica si los compuestos siguientes son bases fuertes o débiles: NH_3, LiOH, NaOH, KOH.

Véansel os problemas 16.11-16.24.

16.4 Reacciones de los ácidos

En el capítulo 10 se describieron algunas reacciones características de los ácidos. Como repaso de estas reacciones y su mejor comprensión, a continuación se resumen las reaccionesr epresentativasd el osá cidos.

Reacciones de los ácidos con las bases: neutralización

La reacción de un ácido fuerte (que contiene iones H^+) con una base fuerte (que contiene iones OH^-), que forma agua y una sal, recibe el nombre de *neutralización*.

$$\text{Ácido} + \text{Base} \longrightarrow \text{Agua} + \text{Sal}$$

Ejemplos:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow H_2O + NaCl(ac)$$

$$H_3PO_4(ac) + 3\ KOH(ac) \longrightarrow 3\ H_2O + K_3PO_4(ac)$$

Descartando los iones espectadores, de cada reacción de neutralización se obtiene la misma ecuación iónica neta:

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(l)$$

Puesto que los iones hidrógeno, H^+, existen en solución como iones hidronio, H_3O^+, la ecuacióni ónican etas ep uedee scribirt ambiénc omos igue.

$$H_3O^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow 2\ H_2O(l)$$

Reacciones de los ácidos con los metales activos

Los ácidos reaccionan con los *metales activos*, es decir, con los metales situados por encima del hidrógeno en la serie de actividad de los metales (Sec. 10.8). La reacción produce hidrógeno gaseoso y una sal constituida por el catión del metal y el anión del ácido (Fig. 16.6).

$$\text{Ácido} + \text{Metala ctivo} \longrightarrow \text{Hidrógenog aseoso} + \text{Sal}$$

Ejemplo:

$$H_2SO_4(ac) + Zn \longrightarrow H_2(g) + ZnSO_4(ac)$$

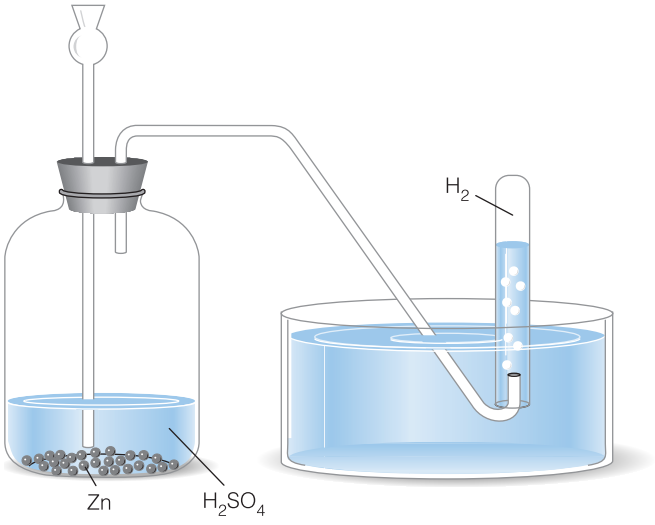


Figura 16.6 El zinc reacciona con el ácido sulfúrico para formar hidrógeno gaseoso. Este hidrógeno se puede recoger por desplazamiento de agua, en un tubo de ensayo invertido sobre un recipiente con agua.

Figura 16.7 Lal luviaá cida, productod el ap resenciad eó xidos nom etálicose nl aa tmósfera,e stá disolviendop ocoa p ocoe sculturas comoe stag árgolad el aC atedrald e NôtreD amed eP arís.

Reacciones de los ácidos con los óxidos metálicos

Las soluciones acuosas de ácidos reaccionan con los óxidos metálicos para formar agua y una sal.

$$\text{Ácido} + \text{Óxidom etálico} \longrightarrow \text{Agua} + \text{Sal}$$

Ejemplo: $$2\ HCl(ac) + CaO(s) \longrightarrow H_2O + CaCl_2(ac)$$

Reacciones de los ácidos con los carbonatos y bicarbonatos

Se produce dióxido de carbono y agua cuando los ácidos reaccionan con carbonatos o bicarbonatos. El producto de la reacción no es ácido carbónico, H_2CO_3, porque este compuesto es inestable y se descompone en dióxido de carbono y agua.

$$\text{Ácido} + \text{Carbonato} \longrightarrow \text{Sal} + \text{Dióxidod ec arbono} + \text{Agua}$$

Ejemplo: $$2\ HCl(ac) + CaCO_3(s) \longrightarrow CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

También se puede escribir la ecuación siguiente de la reacción de cualquier ácido fuerte con carbonato de calcio.

$$2\ H_3O^+(ac) + CaCO_3(s) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

La piedra caliza y el mármol, dos materiales de construcción comunes, se componen principalmente de carbonato de calcio, $CaCO_3$. Con el mármol también se hacen estatuas, monumentos y esculturas. Los ácidos presentes en la atmósfera y en la lluvia atacan con facilidad el carbonato de calcio de estos materiales (Fig. 16.7).

En años recientes la atmósfera se ha tornado cada vez más ácida, en especial debido a la combustión de hulla, que contiene azufre y produce dióxido de azufre gaseoso, SO_2. Cuando el SO_2 se disuelve en la lluvia se forma ácido sulfuroso, H_2SO_3. El SO_2 que sufre una oxidación adicional a SO_3 se disuelve y forma ácido sulfúrico, H_2SO_4. Todos los óxidos no metálicos del aire (SO_x, NO_x y CO_x) se disuelven en la lluvia y forman lo ques ec onocec omo **lluviaá cida**.

Conexión con el mundo real
Toda el agua de lluvia es ligeramente ácida porque el CO_2 del aire se disuelve y forma ácido carbónico, H_2CO_3. El agua que se extrae de un pozo es básica debido a los minerales disueltos en ella.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Lluviaá cida

Los bosques de Estados Unidos y de Europa muestran los efectos de la lluvia ácida. En los estados de Nueva Inglaterra, se considera que alrededor del 54% del área lacustre total (600 000 hectáreas) está en peligro, aproximadamente el 28% de la región se encuentra inmersa en una "crisis de lluvia ácida", y más del 10% (120 000 hectáreas) corre serio peligro. La neblina y el agua de lluvia ácidas también atacan los metales y la piedra. Los daños sufridos por automóviles, maquinaria, edificios y otras estructuras representa miles de millones de dólares al año.

La región con más lluvia ácida en Estados Unidos se extiende desde los montes Adirondack, en Nueva York, hasta los límites occidentales de Indiana y Kentucky. La región general de lluvia moderadamente ácida se extiende desde los Grandes Lagos hasta el río Mississippi, y penetra en Georgia y Carolina del Sur. Una región de lluvia ligeramente ácida es la que se extiende desde Minnesota hasta el interior de Texas. Son numerosos los factores que contribuyen a la lluvia ácida, y entre ellos las emisiones de dióxido de azufre de las centrales termoeléctricas que consumen hulla son motivo de gran preocupación. Gran parte de la hulla que se utiliza contiene alrededor de 2% en masa de azufre (2 ton de azufre/100 ton de hulla). La combustión de esta hulla puede originar la producción de grandes cantidades de dióxido de azufre, $SO_2(g)$.

Una central termoeléctrica puede requerir dos trenes cargados de hulla al día. Estos dos trenes de hulla, cada uno con 100 vagones que transportan 100 ton de hulla por vagón, contienen alrededor de 400 ton de azufre.

$$\frac{2 \text{ trenes}}{\text{día}} \times \frac{100 \text{ vagones}}{\text{tren}} \times \frac{100 \text{ ton de hulla}}{\text{vagón}} \times \frac{2 \text{ ton de azufre}}{100 \text{ ton de hulla}} = \frac{400 \text{ ton de azufre}}{\text{día}}$$

Dado que la masa de 1 mol de azufre es de 32.0 g y la masa de 1 mol de SO_2 es de 64.0 g, cada tonelada de azufre que se quema produce, en proporción, 2 ton de dióxido de azufre. Por consiguiente, la quema de dos trenes de hulla, que contienen 400 ton de azufre, origina la emisión de 800 ton de dióxido de azufre al día.

Hay algunas buenas noticias. Según la Environmental Protection Agency (EPA; Organismo de Protección Ambiental) de Estados Unidos, hoy en día más del 70% de los kilómetros fluviales y más del 82% de los lagos analizados son apropiados para la pesca y la natación. Esta considerable mejora con respecto a las condiciones del agua a principios de los años setenta se debe a los controles industriales voluntarios y a la reglamentación por parte de la EPA de la producción de energía eléctrica, el transporte y otras empresas.

La lluvia ácida ha provocado daños irreversibles en muchos bosques y tierras de cultivo, como se aprecia en estos árboles desfoliados del Parque Nacional Smoky Mountain, Tennessee.

Reacciones de los ácidos con los sulfuros metálicos

La reacción de un ácido con un sulfuro metálico produce sulfuro de hidrógeno gaseoso, que tiene el olor de los huevos podridos. ▮

Ácido + Sulfuro metálico ⟶ Sal + Sulfurod eh idrógenog aseoso

$$H_2SO_4(ac) + FeS(s) \longrightarrow FeSO_4(ac) + H_2S(g)$$

▮ El sulfuro de hidrógeno gaseoso es más tóxico que el cianuro de hidrógeno, HCN.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

¿Hay ácido en tu pan?

Se produce dióxido de carbono gaseoso cuando el hidrogenocarbonato de sodio (conocido como bicarbonato de sodio o soda para hornear) reacciona con un ácido. Para preparar panes rápidos, como los molletes o galletas, el hidrogenocarbonato de sodio se mezcla con un ácido seco como el hidrogenotartrato de potasio, $KHC_4H_4O_6$ (llamado crémor tártaro), que tiene un hidrógeno ácido. No hay reacción alguna hasta que se agrega agua. El dióxido de carbono gaseoso producido por la reacción queda atrapado en la masa y se expande al calentarse, con lo cual imparte su textura ligera característica a los molletes, galletas y panqués.

$$NaHCO_3(ac) + KHC_4H_4O_6(ac) \longrightarrow$$

Bicarbonato des odio — Hidrogenotartrato dep otasio

$$H_2O + CO_2(g) + KNaC_4H_4O_6(ac)$$

Tartratod e potasioy s odio

El polvo para hornear contiene las dos sustancias químicas secas descritas, pero hay otras formas de producir el dióxido de carbono necesario para que la masa suba. Los ingredientes fundamentales son los iones hidrogenocarbonato y un ácido. Por consiguiente, se pueden preparar galletas, por ejemplo, con leche agria, suero de leche o incluso un poco de vinagre como el ácido que se mezcla con el bicarbonato.

La textura "ligera" de los molletes y otros panes es obra de la química. Cuando se mezcla bicarbonato de sodio y un ácido seco con agua, se lleva a cabo una reacción ácido-base que produce dióxido de carbono gaseoso, el cual queda atrapado en la masa.

Ácido + Ion hidrogenocarbonato $\longrightarrow$ Agua + Dióxido de carbono

$$H_3O^+(ac) + HCO_3^-(ac) \longrightarrow 2\,H_2O + CO_2(g)$$

EJEMPLO 16.4 Reacciones de los ácidos

Escribeu nae cuaciónq uímicab alanceadad el a

(a) reacción del hidrogenocarbonato de sodio con ácido acético, CH_3COOH (del vinagre).

(b) neutralizaciónd elá cidoc lorhídricoc onh idróxidod ec alcio(de lac al).

SOLUCIÓN

(a) $NaHCO_3 + CH_3COOH(ac) \longrightarrow NaCH_3COO(ac) + H_2O + CO_2(g)$

(b) $2\,HCl(ac) + Ca(OH)_2(s) \longrightarrow CaCl_2(ac) + 2H_2O$

EJERCICIO 16.4

Véanse los problemas 16.25-16.28.

(a) Escribe una ecuación química balanceada de la reacción del carbonato de calcio (de la piedra caliza y el mármol) con los iones hidronio presentes en todos los ácidos fuertes.

(b) Escribe una ecuación química balanceada de la reacción del bicarbonato para hornear, $NaHCO_3$, con los iones hidronio de un ácido que se emplea para elaborar pastelillos.

16.5 Reacciones de las bases

Las reacciones características de las bases acuosas se deben a la presencia de iones hidróxido, OH^-. Las reacciones de los óxidos metálicos que forman bases se describieron en la sección 10.8. Las reacciones de neutralización ácido-base se describieron en la sección 16.4. Aquí se incluyen otras reacciones representativas de las bases.

Reacciones de las bases con las sales de los metales de transición

Las bases reaccionan con las sales solubles de los metales de transición para dar hidróxidosd em etalesd et ransición nsolubles(om uyp ocos olubles)y u nas als oluble.

$$\text{Base} + \text{Sals oluble dem etal det ransición} \longrightarrow \text{Hidróxido insolubled em etal det ransición} + \text{Sal}$$

Ejemplos: $3\ Ca(OH)_2(s) + 2C\ rCl_3(ac) \longrightarrow 2\ Cr(OH)_3(s) + 3C\ aCl_2(ac)$

$2K\ OH(ac) + Ni(NO_3)_2(ac) \longrightarrow Ni(OH)_2(s) + 2\ KNO_3(ac)$

Laf uerzam otrizd ee stasr eaccionese sl af ormaciónd eu np recipitado.

Reacciones de los hidróxidos anfóteros con los ácidos y las bases

Los hidróxidos de ciertos metales, como el aluminio, el cromo y el zinc, reaccionan con los ácidos fuertes o con las bases fuertes; se dice que son **anfóteros**. El hidróxido de aluminio es un compuesto anfótero representativo. Actuando como ácido, el hidróxido de aluminio se disuelve en una solución de una base fuerte.

$$\underset{\text{Comoá cido}}{Al(OH)_3(s)} + \underset{\text{Base}}{NaOH(ac)} \longrightarrow NaAl(OH)_4(ac)$$

Actuando como base, el hidróxido de aluminio se disuelve en un ácido fuerte para formar una sal de aluminio y agua.

$$\underset{\text{Como base}}{Al(OH)_3(s)} + \underset{\text{Ácido}}{3\ HCl(ac)} \longrightarrow AlCl_3(ac) + 3\ H_2O$$

Reacciones de las bases fuertes con los metales anfóteros

Los metales anfóteros (como el aluminio y el zinc) son aquellos que reaccionan directamente con los ácidos para formar hidrógeno gaseoso, y que también reaccionan directamente con las bases fuertes y agua para formar hidrógeno gaseoso. La acción del "Drano" al destapar un desagüe obstruido es una aplicación práctica de este último tipo de reacción. El "Drano" (un conocido producto para destapar cañerías, Fig. 16.8) contiene pequeños trozos de aluminio metálico mezclados con lejía (hidróxido de sodio). Al agregar Drano al agua se desprende hidrógeno gaseoso.

$$2\ Al(s) + 2\ NaOH(s) + 6\ H_2O \longrightarrow 2N\ aAl(OH)_4(ac) + 3\ H_2(g)$$

EJEMPLO 16.5 Reacciones de las bases

¿Quén osd icene stase cuacionesq uímicasa cercad elh idróxidod ez inc?

$$Zn(OH)_2(s) + 2\ HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) \longrightarrow 2\ H_2O$$

$$Zn(OH)_2(s) + 2\ KOH(ac) \longrightarrow K_2Zn(OH)_4(ac)$$

SOLUCIÓN El hidróxido de zinc es anfótero: reacciona tanto con los ácidos como con las bases.

EJERCICIO 16.5

(a) ¿Quée su nh idróxidom etálicoa nfótero?

(b) Escribe los nombres y fórmulas de dos hidróxidos anfóteros (además del hidróxido de zinc) y dos metales anfóteros.

Figura 16.8 El "Drano" y otros productosq uímicosp arad estapar cañeríaso bstruidasc ontienen hidróxidod es odioy o trosá lcalis fuertes que disuelven la grasa y el pelo. La reacción del Drano se analizae ne stap ágina.

Conexión con el mundo real
Ciertos antiácidos, como Mylanta y Melox, contienen hidróxido de aluminio junto con otros ingredientes.

Véanse los problemas 16.29-16.34.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Química de losa ntiácidos

En ocasiones los excesos en la comida o el estrés emocional originan un trastorno llamado *hiperacidez* (demasiado ácido). Se dispone de numerosos tipos de antiácidos, muchos de los cuales son objeto de intensa publicidad, para tratar este padecimiento. Las ventas anuales de antiácidos en Estados Unidos se estiman en más de 700 millones de dólares. Desde el punto de vista de la química de ácidos y bases, los antiácidos son compuestos alcalinos que reaccionan con los ácidos.

Uno de los antiácidos más antiguos y conocidos es el hidrogenocarbonato de sodio, $NaHCO_3$, el bicarbonato para hornear ordinario. Se considera que su uso ocasional no ofrece peligro y es eficaz para la mayoría de las personas. No es recomendable para las personas con hipertensión (alta presión arterial) porque las concentraciones grandes de ion sodio tienden a agravar este trastorno. El antiácido del Alka-Seltzer es $NaHCO_3$. Este popular remedio contiene además ácido cítrico y aspirina. Cuando se pone el Alka-Seltzer en agua, la reacción de los iones hidrogenocarbonato con los iones hidronio del ácido produce CO_2 gaseoso y el conocido burbujeo.

$$HCO_3^- + H_3O^+ \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O$$

Otro ingrediente común de los antiácidos es el carbonato de calcio, también conocido como carbonato precipitado. Es de acción rápida y no ofrece peligro en cantidades pequeñas, pero su uso regular puede producir estreñimiento. Parece ser que el carbonato de calcio también provoca un aumento de *secreción* de ácido al cabo de unas horas. Se consigue un alivio temporal con el riesgo de que después se presente un problema más grande. El producto "Tums" es fundamentalmente carbonato de calcio con saborizante. El "Di-Gel" líquido es una suspensión de carbonato de calcio. El ion CO_3^{2-} neutraliza el ácido y produce $CO_2(g)$.

$$CO_3^{2-} + 2\ H_3O^+ \longrightarrow CO_2(g) + 3\ H_2O$$

El hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, es otro ingrediente común de los antiácidos. Al igual que el carbonato de calcio, produce estreñimiento en grandes dosis. Los iones hidróxido reaccionan con los ácidos conforme a la reacción de neutralización.

$$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2\ H_2O$$

Es motivo de preocupación el hecho de que los antiácidos que contienen iones aluminio quitan al organismo iones fosfato que le son indispensables. El fosfato de aluminio que se forma es insoluble y se elimina.

$$Al^{3+} + PO_4^{3-} \longrightarrow AlPO_4(s)$$

El hidróxido de aluminio se emplea, combinado con otros ingredientes antiácidos, en muchos productos que gozan de gran aceptación.

Al elegir un antiácido, estás seleccionando un compuesto alcalino, esto es, una base.

También se emplean como antiácidos ciertos compuestos de magnesio como el carbonato de magnesio, $MgCO_3$, y el hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$. La leche de magnesia es una suspensión de hidróxido de magnesio en agua que se vende bajo diversas marcas comerciales, la mejor conocida de las cuales es quizá Phillips. En dosis pequeñas, los compuestos de magnesio actúan como antiácidos; en dosis grandes, funcionan como laxantes. Los iones magnesio son partículas pequeñas con dos cargas positivas que no se absorben bien en el tubo digestivo; en cambio, atraen agua hacia el colon (intestino grueso) y tienen un efecto laxante.

Varios antiácidos en boga contienen hidróxido de aluminio, el cual tiende a producir estreñimiento, así como un compuesto de magnesio, el cual actúa como laxante. Ambas sustancias tienden a contrarrestar cada una el efecto de la otra. "Melox" y "Mylanta" son marcas conocidas. Otro popular antiácido, "Rolaids", contiene dihidroxicarbonato de aluminio y sodio, $AlNa(OH)_2CO_3$. Tantoe li onh idróxidoc omoe li onc arbonatoc onsumená cido.

Los antiácidos interactúan con otros medicamentos. Siempre que se esté tomando cualquier tipo de medicina se debe consultar a un médico antes de tomar antiácidos. Si se sufren ataques graves o repetidos de indigestión, se debe consultar al médico de inmediato; en estos casos la automedicación puede ser peligrosa.

En términos generales, el uso ocasional de antiácidos en pequeñas cantidades no ofrece peligro y es eficaz. Todos los antiácidos son compuestos *básicos*. Si disfrutas de buena salud en otros sentidos, puedes elegir una base en función del precio.

16.6 Definiciones de ácidos y bases de Brønsted-Lowry

Las definiciones de Arrhenius de los ácidos y las bases son muy útiles en el caso de las soluciones acuosas, pero ya para la década de 1920 los químicos trabajaban con otros disolventes además del agua. Se encontraron compuestos que actuaban como bases pese a no tener OH en su fórmula. Se necesitaba una nueva teoría. En 1923 el químico danés (y colega de Niels Bohr) J. N. Brønsted (1897-1947) y el químico inglés T. M. Lowry (1847-1936) sugirieron de forma independiente definiciones más generales de los ácidos y las bases. Las definiciones de Brønsted-Lowry son

Conexión con el aprendizaje
Una teoría nueva: En el proceso de la ciencia, a veces resulta que una teoría que ofrecía una explicación aceptable en un momento dado debe ser actualizada, o bien rechazada y sustituida por otra, capaz de explicar los nuevos descubrimientos o explicar los datos con más claridad.

Un ácido de Brønsted-Lowry es un donador de protones; dona un ion hidrógeno, H^+.
Una base de Brønsted-Lowry es un receptor de protones; acepta un ion hidrógeno, H^+.

Todos los ácidos de Arrhenius también se clasifican como ácidos según la definición de Brønsted-Lowry. Por ejemplo, en la reacción del cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl(g), con agua para formar ácido clorhídrico, el HCl(g) es el donador de protones. Todas las bases de Arrhenius contienen iones OH^-, a los que la definición de Brønsted-Lowry también clasifica como bases. Sin embargo, el uso de las definiciones de Brønsted-Lowry permite clasificar más sustancias químicas como ácidos y bases. En la reacción entre el cloruro de hidrógeno y el agua, el receptor de protones (la base) es el agua.

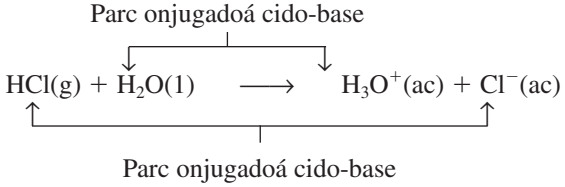
$$\underset{\text{Donador de protones}}{HCl(g)} + \underset{\text{Receptor de protones}}{H_2O(l)} \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

De acuerdo con las definiciones de Brønsted-Lowry, ésta es una reacción ácido-base; el agua actúa como base. La fuerza motriz de la reacción es la formación de un ácido más débil y de una base más débil. Un ácido más fuerte reacciona con una base más fuerte para formar una base más débil y un ácido más débil.

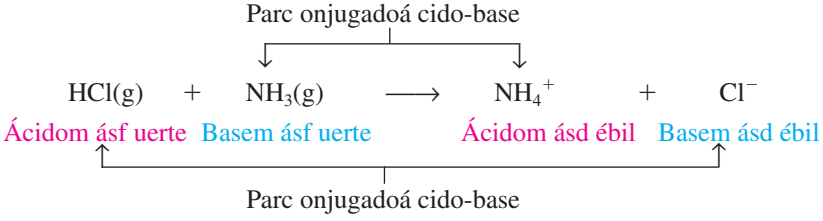
$$\underset{\substack{\text{Ácido más}\\\text{fuerte}}}{HCl(g)} + \underset{\substack{\text{Base más}\\\text{fuerte}}}{H_2O(l)} \longrightarrow \underset{\substack{\text{Ácido más}\\\text{débil}}}{H_3O^+(ac)} + \underset{\substack{\text{Base más}\\\text{débil}}}{Cl^-(ac)}$$

Quizá no resulte obvio que el HCl es un ácido más fuerte que el ion hidronio, pero hay que recordar que un ácido más fuerte es aquél que consigue ceder su protón. También puede parecer extraño pensar que el agua es una base, pero recuerda la definición: una base es un receptor de protones. Se puede pensar en una reacción de neutralización como en un juego de "donaciones". La especie que consigue donar el protón es el ácido. La especie que acepta el protón es la base. En este juego de "donaciones", el agua se queda casi siempre con el protón.

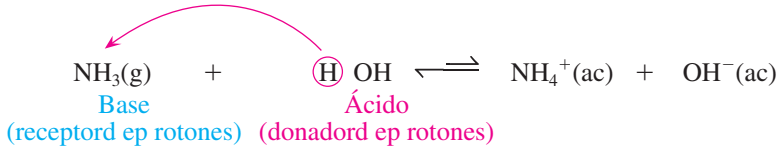
Durante la reacción, el HCl(g) —el ácido de Brønsted-Lowry— dona un protón al H_2O y deja un ion cloruro, Cl^-, que se clasifica como la **base conjugada**. (La base conjugada es simplemente un ácido sin su protón.) En conjunto, el HCl y el Cl^-, constituyen un **par conjugado ácido-base**. El agua y el ion hidronio forman otro par conjugado, en el que el agua es una base de Brønsted-Lowry y el ion hidronio es su ácido conjugado. A continuación se muestran los pares conjugados ácido-base.



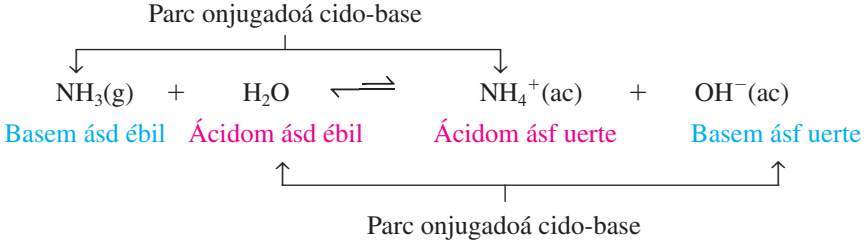
La definición de las bases, de acuerdo con el modelo de Brønsted-Lowry, incluye a toda especie que acepta un protón. Así pues, H_2O, Cl^-, NH_3 y muchas otras especies que no son hidróxidos pueden actuar como bases de Brønsted. Cuando el amoniaco gaseoso, $NH_3(g)$, reacciona con el cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl(g), no interviene hidróxido alguno, pero el $NH_3(g)$ acepta un protón del HCl(g) y, por tanto, actúa como base de Brønsted-Lowry.



Cuando el amoniaco gaseoso se disuelve en agua, reacciona con ella en pequeña proporción para formar iones amonio y iones hidróxido. En este sistema, el amoniaco actúa como receptor de protones (una base), y el agua, como donador de protones (un ácido).



El amoniaco y los iones hidróxido compiten por los protones. ¿Cuál es la base más fuerte? Se establece un equilibrio dinámico entre las cuatro especies presentes, pero la reacción inversa predomina con respecto a la reacción directa. El ion hidróxido se queda con el protón casi siempre. En cualquier instante, el número de moléculas de amoniaco y de agua es enorme; el número de iones amonio e hidróxido es muy pequeño. El amoniaco y el ion amonio constituyen un par conjugado, en tanto que el agua y el ion hidróxido forman otro par conjugado.



Debido a que la fuerza motriz se orienta hacia la base más débil y el ácido más débil, es razonable que haya más amoniaco que iones amonio, y más agua que iones hidróxido. Como aquí se muestra, los pares conjugados siempre consisten en un miembro más fuerte y uno más débil, lo cual ciertamente no es una coincidencia. Lo que hace más fuerte a un ácido es su mayor tendencia a liberar, a ceder, su protón. Su base conjugada, por consiguiente, debe ser comparativamente más débil.

Advierte que, en la reacción del agua con el amoniaco, el agua actúa como un *ácido* de Brønsted; en cambio, en la reacción anterior con cloruro de hidrógeno el agua actúa como una *base* de Brønsted. Se dice que el agua es **anfiprótica**: puede perder o ganar un protón para actuar ya sea como ácido o como base.

La tabla 16.3 presenta una lista de varios ácidos y sus bases conjugadas en orden de su fuerza relativa. Observa que el ácido más fuerte tiene la base conjugada más débil, y que la base más fuerte tiene el ácido conjugado más débil.

Tabla 16.3 Fuerza relativa de algunos ácidos de Brønsted-Lowry y sus bases conjugadas

	Ácido		Base		
	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	
Ácidos más fuertes ↑	Ácidop erclórico	$HClO_4$	Ionp erclorato	ClO_4^-	Bases más débiles ↑
	Ácidos ulfúrico	H_2SO_4	Ionh idrogenosulfato	HSO_4^-	
	Ácidoc lorhídrico	HCl	Ionc loruro	Cl^-	
	Ácidon ítrico	HNO_3	Ionn itrato	NO_3^-	
	Ionh idronio	H_3O^+	Agua	H_2O	
	Ácidos ulfuroso	H_2SO_3	Ionh idrogenosulfito	HSO_3^-	
	Ácidof osfórico	H_3PO_4	Iond ihidrogenofosfato	$H_2PO_4^-$	
	Ácidoa cético	CH_3COOH	Iona cetato	CH_3COO^-	
	Ácidoc arbónico	H_2CO_3	Ionh idrogenocarbonato	HCO_3^-	
	Iona monio	NH_4^+	Amoniaco	NH_3	
	Agua	H_2O	Ionh idróxido	OH^-	
Ácidos más débiles ↓	Amoniaco	NH_3	Iona mida	NH_2^-	Bases más fuertes ↓

EJEMPLO 16.6 Pares conjugados ácido-base

Con respecto a cada ácido o base, indica la base o el ácido conjugado que se solicita.

(a) El H_2O actúa como ácido. ¿Cuál es su base conjugada?

(b) El H_2O también puede actuar como base. ¿Cuál es su ácido conjugado?

(c) El HCO_3^- actúac omoá cido.¿ Cuále ss ub asec onjugada?

(d) El HCO_3^- tambiénp uedea ctuarc omob ase.¿ Cuále ss uá cidoc onjugado?

(e) Con base en esta información, ¿qué sabemos acerca del H_2O y del HCO_3^-?

SOLUCIÓN

(a) Lab asec onjugadae s OH^-. El H_2O pierde un protón para formar OH^-.

(b) Elá cidoc onjugadoe s H_3O^+. El H_2O acepta un protón para formar H_3O^+.

(c) Lab asec onjugadae s CO_3^{2-}. El HCO_3^- pierde un protón para formar CO_3^{2-}.

(d) Elá cidoc onjugadoe s H_2CO_3. El HCO_3^- acepta un protón para formar H_2CO_3.

(e) Tanto el H_2O como el HCO_3^- son anfipróticos; pueden donar o aceptar un protón.

EJERCICIO 16.6

(a) El NH_3 puedea ctuarc omob ase.¿ Cuále ss uá cidoc onjugado?

(b) El HSO_3^- puedea ctuarc omoá cido.¿ Cuále ss ub asec onjugada?

16.7 Definiciones de ácidos y bases de Lewis

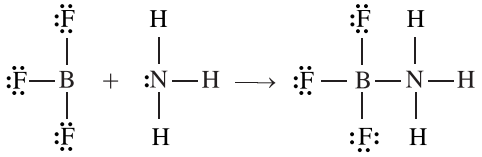
La historia de los avances en la teoría de ácidos y bases no estaría completa sin al menos una breve presentación del modelo de Lewis de los ácidos y las bases. El concepto más general de ácidos y bases fue propuesto en 1923 por Gilbert N. Lewis, quien también introdujo el uso de fórmulas de puntos (Sección 5.7). De hecho, el uso de pares de electrones en la escritura de fórmulas químicas constituye también la base del modelo de Lewis de los ácidos y las bases. A continuación se enuncian las definiciones de ácidos y bases de Lewis.

Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par de electrones. Una base de Lewis es una sustancia capaz de donar (y compartir) un par de electrones.

Todas las sustancias químicas que son ácidos conforme a las teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry liberan iones H^+; por tanto, también son ácidos según la teoría de Lewis. Todas las sustancias químicas que son bases conforme a las teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry también se clasifican como bases según la teoría de Lewis. Además de esto, las definiciones de Lewis expanden el modelo de ácidos y bases más allá de los modelos de Brønsted-Lowry y Arrhenius.

Conexión con el aprendizaje
Las definiciones de Lewis de los ácidos y las bases tienen una importancia especial en química orgánica; sin embargo, por lo regular las definiciones de Arrhenius o de Brønsted-Lowry explican adecuadamente las reacciones en soluciones acuosas.

La reacción del trifluoruro de boro con amoniaco es un ejemplo clásico del modelo de Lewis. No hay iones hidróxido (exigidos por la definición de Arrhenius) ni transferencia de protones (exigida por la definición de Brønsted-Lowry).



El boro del BF_3 tiene sólo seis electrones que participan en enlaces, dos menos que el octeto estable, por lo cual necesita un par de electrones. Al actuar como ácido de Lewis, el BF_3 acepta, y luego comparte, un par de electrones del nitrógeno del NH_3. El amoniaco es la base de Lewis, que dona, y luego comparte, un par de electrones.

Son tres las teorías que explican las reacciones ácido-base, pero no se contradicen mutuamente, sino que cada teoría expande el modelo anterior y adopta una perspectiva más amplia (Fig. 16.9). Por ejemplo, el ion OH^- —reconocido por Arrhenius como una base—, es también una base de acuerdo con la definición de Brønsted-Lowry porque es un receptor de protones. Más aún, este ion es una base de Lewis, pues es un donador de un par de electrones.

Figura 16.9 Elm odelod e Brønsted-Lowry de los ácidos y bases amplió el alcance del modelod e Arrhenius.E ld eL ewis es el modelo de ácidos y bases de alcancem ásg eneral.L ad efinición de Lewis de los ácidos abarca toda sustancia capaz de aceptar un par de electrones; una base de Lewis es toda sustanciac apazd ea ctuarc omo donadord ep aresd ee lectrones.

EJEMPLO 16.7 Definiciones de ácidos y bases

¿Qué teoría se necesita para clasificar cada caso como una reacción ácido-base? Identifica qué reactivos son los ácidos y cuáles son las bases.

(a) $AlCl_3 + :\ddot{Cl}:^- \longrightarrow AlCl_4$

(b) $HCN(ac) + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + CN^-(ac)$

(c) $H_2SO_4(ac) + Ca(OH)_2(s) \longrightarrow CaSO_4(s) + 2\,H_2O$

SOLUCIÓN

(a) Sólo la teoría de Lewis es aplicable en este caso. El ion Cl^- es la base, pues dona un par de electrones. El $AlCl_3$ es el ácido: acepta un par de electrones.

(b) En este caso son aplicables las teorías de Lewis y de Brønsted-Lowry El HCN es el ácido: es el donador de protones (Brønsted) y también el receptor del par de electrones (Lewis). El H_2O es la base: es el receptor de protones (Brønsted) y también el donador del par de electrones (Lewis).

(c) Las tres teorías son aplicables. El H_2SO_4 es el ácido, y el $Ca(OH)_2$, que libera iones OH^-, es la base.

EJERCICIO 16.7

(a) ¿De acuerdo con cuáles teorías se clasifica el $FeCl_3$ comoá cido?

(b) ¿De acuerdo con cuáles teorías se clasifica el H_2Oc omoá cido?

(c) ¿De acuerdo con cuáles teorías se clasifica el HCl como ácido?

Véanse los problemas 16.35-16.48.

16.8 Autoionización del agua

Hemos comparado reacciones en las que intervienen ácidos y bases, y también tres definiciones de los ácidos y bases. Ahora, antes de describir los métodos cuantitativos para representar la acidez de una solución, es necesario examinar una vez más los enlaces de las moléculas de agua.

Al pensar en el agua se piensa en moléculas de H_2O. Pero incluso el agua más pura no es sólo H_2O. Alrededor de una molécula de cada 500 millones transfiere un protón a otra H_2O para formar un ion hidronio y un ion hidróxido.

$$\underset{\text{Ácido}}{H_2O} + \underset{\text{Base}}{H_2O(1)} \rightleftharpoons \underset{\text{Ácido}}{H_3O^+} + \underset{\text{Base}}{OH^-}$$

Esta ecuación representa el concepto de Brønsted-Lowry de lo que ocurre: una molécula de agua, que actúa como ácido, dona un protón a otra molécula de agua, que actúa como base. Como se representa en la ecuación, el agua está en equilibrio con iones hidronio y iones hidróxido, pero el equilibrio está desplazado hacia la izquierda. Pocas moléculas de agua participan en la transferencia de protones mientras se empujan unas a otras. La concentración de iones hidronio en el agua pura a 25°C es 0.00000010, o 1.0×10^{-7} M. La concentración de iones hidróxido en el agua a 25°C también es 1.0×10^{-7} M. Se emplean corchetes, [ ], para representar concentraciones en moles por litro. En el caso del agua se tiene que

$$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7}\ \text{M}$$
$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}\ \text{M}$$

En el agua pura, la concentración de iones hidronio es igual que la concentración de iones hidróxido. El producto de la concentración de iones hidronio por la concentración de iones hidróxido a 25°C es

$$(1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

Este producto, conocido como *producto iónico* del agua, siempre es igual a una *constante*, que se conoce como **constante del producto iónico del agua**, K_w, y es igual a 1.0×10^{-14} a 25°C. Para simplificar, utilizaremos en un principio $[H^+]$ en vez de $[H_3O^+]$, en el entendido de que los iones H^+ en solución siempre están hidratados. Con base en esta notación simplificada, la expresión de K_w se escribe como sigue.

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ a } 25°C$$

¿Cómo influye la adición de un ácido al agua en las concentraciones de iones hidrógeno y iones hidróxido? La respuesta se encuentra recurriendo de nuevo a la ecuación de la ionización del agua y al principio de Le Châtelier.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

Conforme se agregan iones hidrógeno (de un ácido), éstos tienden a reaccionar con los iones hidróxido y, en consecuencia, a reducir su concentración. Así pues, $[OH^-]$ disminuyec uando$[H^+]$a umenta.E stoc oncuerdac onl ae xpresiónd e K_w.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$
$$1.0 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-]$$

Si se aumenta $[H^+]$, la $[OH^-]$ disminuye hasta que el producto de las dos concentraciones es igual a 1.0×10^{-14},y v iceversa.

Si se conoce la concentración de iones hidrógeno, $[H^+]$, o la concentración de iones hidróxido, $[OH^-]$, se puede calcular la concentración del otro ion como se muestra ene stose jemplos.

EJEMPLO 16.8 $[H^+]$ y $[OH^-]$

El jugo de limón tiene una $[H^+]$ de 0.010 M. ¿Cuál es la $[OH^-]$?

SOLUCIÓN Dado:$[\ H^+] = 1.0 \times 10^{-2}$ Me nf ormae xponencial.

De K_w se tiene que $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

Sustituyendo$[\ H^+]$s eo btiene $[1.0 \times 10^{-2}][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

Dividiendoa mbosl adose ntre1 $.0 \times 10^{-2}$ $$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-2}}$$

Sugerencia: Para dividir números exponenciales, resta el exponente del denominador dele xponented eln umerador:$(-14) - (-2) = -14 + 2 = -12$.

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-12}\ M$$

EJERCICIO 16.8

(a) Unab ebidac arbonatadat ieneu na$[\ H^+]$ de 1.0×10^{-4} M. ¿Cuál es la $[OH^-]$?
(b) El jugo de encurtidos tiene una $[H^+]$ de 1.0×10^{-3} M. ¿Cuál es la $[OH^-]$?

EJEMPLO 16.9 $[H^+]$ y $[OH^-]$

Una muestra de bilis tiene una $[OH^-]$ de 1.0×10^{-6} M. ¿Cuál es la $[H^+]$?

SOLUCIÓN Dado: $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6}$ M.

De K_w se tiene que $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$

SustituyendoD ado$[\ OH^-]$s eo btiene $[H^+][1.0 \times 10^{-6}] = 1.0 \times 10^{-14}$

Dividiendoa mbosl adose ntre1 $.0 \times 10^{-6}$ M. $$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-6}}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-8}\ M$$

EJERCICIO 16.9

(a) Una solución de amoniaco tiene una $[OH^-]$ de 1.0×10^{-3} M. ¿Cuál es la $[H^+]$?
(b) Un limpiador para pisos tiene una $[OH^-]$ de 1.0×10^{-5} M. ¿Cuál es la $[H^+]$?

Estosc álculosi lustranl os iguiente.

En las soluciones ácidas, la $[H^+]$ es mayor que 1.0×10^{-7}.
Enl ass olucionesa lcalinas,l a$[\ H^+]$ es menor que 1.0×10^{-7}.
En las soluciones neutras, la $[H^+]$ es igual a 1.0×10^{-7}.

16.9 La escala de pH

En vez de expresar todas las concentraciones de iones hidrógeno en forma exponencial, como se mostró en el ejemplo 16.9, el químico danés S. P. L. Sörensen introdujo en 1909 un método más conveniente: propuso utilizar el número del exponente para expresar la

acidez. La escala de acidez de Sörensen se conoció más tarde como la escala de pH, del francés *pouvoir hydrogène* ("poder de hidrógeno"). Se define el **pH** de una solución como el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidrógeno, $[H^+]$. El logaritmo (log) de un número es el exponente (la potencia) al que se debe elevar 10 para obtener el número especificado. En términos matemáticos, el pH se define como sigue.

$$pH = -\log[H^+]$$

Algunos logaritmos

$\log 10^2 = 2$
$\log 10^1 = 1$
$\log 10^0 = 0$
$\log 10^{-2} = -2$
$\log 10^{-1} = -1$

Al toparse por primera vez con esta definición de pH, cabría preguntarse si esto es en realidad "más conveniente" que emplear la notación exponencial para expresar la $[H^+]$, pero con un poco de práctica se ve que así es. Con respecto a cualquier solución cuya concentración de iones hidrógeno se exprese como 1×10^{-n}, el pH es igual al valor numérico de n. Considera, por ejemplo, las siguientes concentraciones de iones hidrógenoe nm olesp orl itro,M ,y l osv aloresd ep Hc orrespondientes.

Conexión con el aprendizaje
Las concentraciones entre corchetes siempre están dadas en moles por litro, M.

$[H^+]$	pH
1×10^{-1}	1
1×10^{-3}	3
1×10^{-9}	9
1×10^{-11}	11

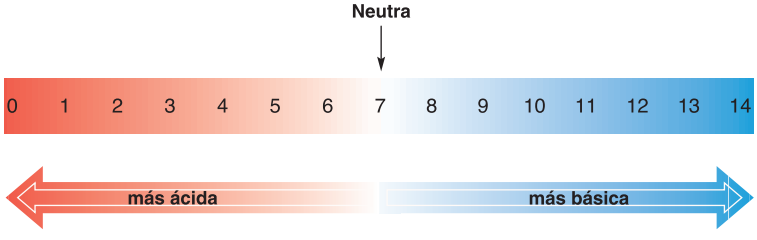
Siempre que $[H^+] = 1.00 \times 10^{-n}$ el pH $= n$.

Si este número es *exactamente* 1 — entonces el pH es esten úmero.

Conexión con el aprendizaje
Más adelante en este capítulo trabajaremos con números con coeficientes que ***no*** son exactos.

Así pues, se puede afirmar que una solución tiene una concentración de iones hidrógeno de 1×10^{-6} mol/L, o bien que tiene un pH de 6. El significado es el mismo, pero sencillamente es más fácil decir que su pH es de 6. Por ello, la escala de pH resulta muyc ómoday r azonablep arae lu suario,y h as idoa doptadad ef ormau niversal.

El agua pura tiene una concentración de iones hidrógeno de 1×10^{-7} mol/L y un pH de 7. Como se representa en la escala de pH que aquí se muestra, toda solución *neutra* tiene un pH de 7.



Una solución ácida tiene un pH menor que 7. Una solución básica (alcalina) tiene un pH mayor que 7. Cuanto más *bajo* es el pH, más ácida es la solución; cuanto más *alto* es el pH, más básica es la solución. En la tabla 16.4 se muestran los valores de pH aproximadosd ea lgunass olucionesm uyc onocidas.

Un cambio de acidez de una unidad completa de pH corresponde a un cambio de 10 vecese nl ac oncentraciónd ei onesh idrógeno.

Por ejemplo, una solución con un pH de 3 es *10 veces* más ácida que una solución con un pH de 4, *100 veces* más ácida que una solución con un pH de 5, y así sucesivamente. Esto resultará más obvio si se tienen en mente las concentraciones de iones hidrógeno

Tabla 16.4 pH aproximado de algunas soluciones

Solución	pH	
HCl 0.10 M	1.0	
Jugog ástrico	1.6-1.8	
Jugod el imón	2.3	
Vinagre	2.4-3.4	
Bebidasg aseosas	2.0-4.0	
Cerveza	4.0-4.5	Ácida
Leche	6.3-6.6	
Orina	5.5-7.5	
Aguad el luvia(noc ontaminada)	5.6	
Saliva	6.2-7.4	
Aguap ura	7.0	Neutra
Sangre	7.35-7.45	
Clarad eh uevo(fresca)	7.6-8.0	
Bilis	7.8-8.6	
Leched em agnesia	10.5	Básica
Amoniacod oméstico	11	
NaOH (lejía) 0.10 M	13	

correspondientes. Un pH de 3 corresponde a una $[H^+]$ de 1×10^{-3} M, o 0.001 M. Un pH de 4 significa a una $[H^+]$ de 1×10^{-4} M, o 0.0001 M. Advierte que 0.001 es 10 veces más grande que 0.0001. Los detalles de la conversión de concentraciones de iones hidronio a pH se describen en el ejemplo que sigue.

EJEMPLO 16.10 $[H^+]$ y pH

¿Cuál es el pH de la muestra de bilis del ejemplo 16.9, cuya $[H^+]$ es 1.0×10^{-8} M? ¿Es ácidao básical as olución?

SOLUCIÓN Sustituyel a$[\ H^+]$c onocidae nl ae xpresiónm atemáticad el pH.

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H^+] \\ &= -\log (1.0 \times 10^{-8}) \end{aligned}$$

¡Cuidado! Asegúrated ee mpleare lv alor de $[H^+]$, no de $[OH^-]$.

Cuando el coeficiente de 10^{-n} en la $[H^+]$ es *exactamente* 1, como en este caso, *no* se necesitau nac alculadora.E lp He si guala ln úmero *n* dele xponente.

$$pH = 8.0$$

El pH de la muestra de bilis es 8.0. El pH es mayor que 7; por tanto, la solución es básica.

EJERCICIO 16.10

Véanse los problemas 16.49 y 16.50.

(a) ¿Cuál es el pH de una solución de vinagre cuya $[H^+]$ es 1×10^{-3} M? ¿Es ácida o básical as olución?

(b) ¿Cuál es el pH de un limpiador de pisos cuya $[OH^-]$ es 1×10^{-5} M? *Sugerencia*: Primeroc onvierte$[\ OH^-]$ a $[H^+]$.

En el ejemplo y el ejercicio anteriores, de conversión de $[H^+]$ a pH, las concentraciones de iones hidrógeno tenían valores acordes con la forma (1×10^{-n}) con un coeficiente de exactamente 1, por lo que se pudo obtener el pH sin usar una calculadora. Sin embargo, en muchos casos las concentraciones de iones hidrógeno no se expresan como 1×10^{-n}. En el caso de números como 4.0×10^{-3}, 4.73×10^{-3} y otros que se ajustan a la forma $(m \times 10^{-n})$, donde m es diferente de 1, el uso de una calculadora (o de una tabla de logaritmos) permite obtener el logaritmo que se necesita. Estudia detenidamente ele jemploq ues iguea ntesd er esolverp roblemass imilaresa lf inald ee stec apítulo.

EJEMPLO 16.11 $[H^+]$ y pH

¿Cuál es el pH de una solución cuya $[H^+]$ es 4.5×10^{-3} M?

SOLUCIÓN

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H^+] \\ &= -\log (4.5 \times 10^{-3}) \end{aligned}$$

Se puede hacer una aproximación con base en el exponente: -3. El pH estará entre 2 y 3.

Para encontrar el logaritmo de 4.5×10^{-3}, usa una calculadora que tenga tecla LOG.

	Oprime	En pantalla		
Parai ntroducire lc oeficiente	4.5	4.5		
Parae ntrara lm odoe xponencial	EE O EXP	4.5	00	Pasosp arai ntroducir
Parai ntroducire le xponente	3	4.5	03	la[H^+].
Parac ambiare ls ignod ele xponente	+/−	4.5	−03	
Parao btenere ll ogaritmo	LOG	−2.35		Redondeadoa c entésimas.
Para obtenere ll ogaritmon egativo	+/−	2.35		Éste es el pH.

Nota:
Las operaciones que aquí se describen están disponibles en casi todas las calculadoras científicas. Consulta las instrucciones completas en el manual de uso.

$$pH = 2.35$$

El pH está entre 2 y 3, como se esperaba

EJERCICIO 16.11

(a) ¿Cuál es el pH de una solución cuya $[H^+]$ es 5.7×10^{-4} M?

(b) ¿Cuál es el pH de un champú cuya $[H^+]$ es 3.2×10^{-6} M?

Puesto que el pH es un logaritmo, es necesario conocer la regla siguiente aplicable a los logaritmos para establecer el número correcto de cifras significativas:

El número de dígitos después del punto decimal de un log o pH debe ser igual al número de cifras significativas del número original.

Por ejemplo, si $[H^+]$ es 4.5×10^{-3} M (dos cifras significativas), el pH es 2.35 (dos posicionesd ecimales),c omos em uestrae nl ar espuestad ele jemplo1 6.11.

El pOH se define de forma similar al pH, excepto que el pOH se refiere a la $[OH^-]$ en vez de la $[H^+]$.

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Tabla 16.5 Relaciones entre $[H^+]$, pH, $[OH^-]$ y pOH

$[H^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH	
1×10^{0}	0	1×10^{-14}	14	
1×10^{-1}	1	1×10^{-13}	13	
1×10^{-2}	2	1×10^{-12}	12	
1×10^{-3}	3	1×10^{-11}	11	Solucionesá cidas
1×10^{-4}	4	1×10^{-10}	10	
1×10^{-5}	5	1×10^{-9}	9	
1×10^{-6}	6	1×10^{-8}	8	
1×10^{-7}	7	1×10^{-7}	7	Soluciónn eutra
1×10^{-8}	8	1×10^{-6}	6	
1×10^{-9}	9	1×10^{-5}	5	
1×10^{-10}	10	1×10^{-4}	4	
1×10^{-11}	11	1×10^{-3}	3	Soluciones básicas
1×10^{-12}	12	1×10^{-2}	2	
1×10^{-13}	13	1×10^{-1}	1	
1×10^{-14}	14	1×10^{0}	0	

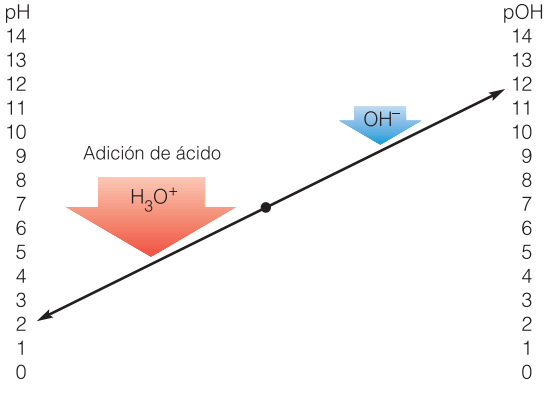
En la tabla 16.5 se muestra la relación entre el pH y el pOH. Advierte que

$$pH + pOH = 14$$

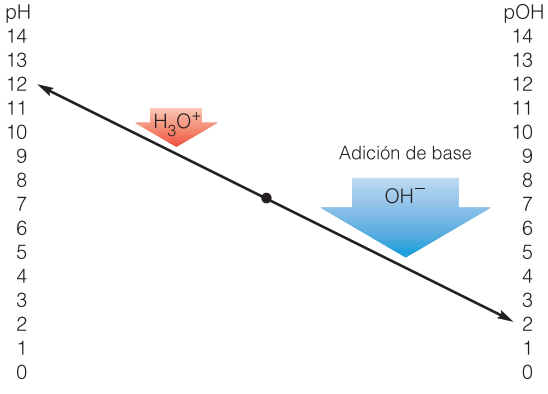
Los enunciados siguientes, junto con la Fig. 16.10, resumen el efecto sobre el pH y el pOH de la adición de ácido o base a una solución.

En una solución neutra, tanto el pH como el pOH son iguales a 7.
La adición de un ácido reduce el pH pero aumenta el pOH (Fig. 16.10a).
La adición de una base reduce el pOH pero aumenta el pH (Fig. 16.10b).
La suma del pH y el pOH siempre es igual a 14.

Figura 16.10 Efecto de la adición de un ácido o base en el pH y el pOH de una solución.



(a) Cuando se agrega un exceso de ácido, el pH disminuye y el pOH aumenta.



(b) Cuando se agrega un exceso de base, el pH aumenta y el pOH disminuye.

EJEMPLO 16.12 Conversiones de pH y pOH

¿Cuál es el pOH de una solución cuyo pH es de 8.23?

SOLUCIÓN

	$pH + pOH = 14$	Pord efinición.
Port anto,	$pOH = 14 - pH$	Se resta "pH" de ambos lados.
	$pOH = 14 - 8.23$	Se sustituye el pH por 8.23.
	$pOH = 5.77$	Respuesta.

EJERCICIO 16.12

(a) ¿Cuál es el pOH de una solución ácida cuyo pH es de 4.83?

(b) ¿Cuál es el pOH de una solución básica cuyo pH es de 8.42?

Véanse los problemas 16.51-16.56.

Se ha mostrado la interrelación que existe entre los valores de pH, pOH, $[H^+]$ y $[OH^-]$. Asimismo, se ha visto que se puede determinar la $[H^+]$ si se conoce la $[OH^-]$, y viceversa. También se ha mostrado cómo convertir concentraciones de iones hidrógeno a valores de pH. En el ejemplo que sigue se ilustra la conversión de pH a $[H^+]$.

EJEMPLO 16.13 Convertiendo pH a $[H^+]$

¿Cuál es la $[H^+]$ del jugo de limón, cuyo pH es de 2.35?

SOLUCIÓN Si se conoce el pH, la $[H^+]$ correspondiente se obtiene por sustitución en la expresión del pH. Sigue los pasos que aquí se indican.

$$pH = -\log[H^+]$$
$$2.35 = -\log[H^+]$$

Multiplicaa mbosl adosp or -1.

$$-2.35 = \log[H^+]$$

Inviertel ae cuaciónp arat ener

$$\log[H^+] = -2.35$$

Obténe ll ogaritmoi nverso(ela ntilogaritmo)d ea mbosl adosp arae ncontrar[H^+].

$$[H^+] = \text{antilog } -2.35 \quad \text{que es} \quad 10^{-2.35}$$

Si tu calculadora tiene la tecla 10^x, digita 2.35 para introducir el número, oprime la tecla $+/-$ para invertir los signos y luego oprime la tecla 10^x. (Con esto se obtiene el valor de $10^{-2.35}$.) La pantalla muestra 4.4668 −03; por tanto

$[H^+] = 4.5 \times 10^{-3}$ redondeadaa d osc ifrass ignificativas,q uec orresponden aln úmerod ep osiciones *decimales* del pH dado.

Nota:
No todas las calculadoras son iguales. Para saber cómo obtener el logaritmo inverso (antilogaritmo) puede ser necesario consultar el manual de uso de la calculadora.

Si tu calculadora *no* tiene la tecla 10^x, pero incluye las teclas INV y LOG, sigue esta secuencia.

	Oprime	En pantalla
Parai ntroducire ln úmero2 .35	2.35	2.35
Parac ambiare ls igno	+/−	−2/.35
Parae ntrara lm odoe xponencial	EE o EXP	−2/.35 00
Parao btenere ll ogaritmoi nverso	INV yl uego LOG	4.4668 −03

$[H^+] = 4.5 \times 10^{-3}$ redondeadac omoy as ee xplicó.

EJERCICIO 16.13

Véanse los problemas 16.57 y 16.58.

(a) ¿Cuál es la $[H^+]$ de una lata de bebida carbonatada, cuyo pH es de 3.60?

(b) ¿Cuál es la $[H^+]$ de una muestra de sangre, cuyo pH es de 7.41?

Medición del pH

Un método para determinar el pH es el que se basa en el uso de ciertas sustancias químicas llamadas **indicadores ácido-base**. Estos indicadores son colorantes que cambian de color a valores de pH específicos. Algunos indicadores son colorantes sintéticos, y otros son de origen vegetal o animal. Cada colorante indicador tiene un color determinado en solución ácida y otro color en una solución más básica (cambia del ácido a su base conjugada). Por ejemplo, el tornasol es rojo en soluciones ácidas y azul en soluciones básicas. Las combinaciones de ciertos colorantes indicadores presentan una gama completa de colores a medida que el pH cambia de muy básico a muy ácido (Fig. 16.11). Seleccionando el indicador ácido-base apropiado (véase la tabla 16.6), se puede determinar el pH de casi cualquier solución acuosa incolora.

Los aparatos medidores de pH (potenciómetros) permiten realizar mediciones más exactas del pH por métodos eléctricos. Por lo general, estos instrumentos miden el pH con una precisión de aproximadamente 0.01 unidades de pH. Con un potenciómetro se puede determinar el pH de muestras de sangre, orina y otras mezclas coloridas o complejas. En la Fig. 16.12 se muestra un potenciómetro típico.

EJEMPLO 16.14 Indicadores

Con ayuda de la tabla de indicadores ácido-base, señala el color del indicador que se especificae ns olucionesc onl osv aloresd ep Hi ndicados.

Figura 16.11 Dosp apelesp H comunes:d ei ntervaloa mplio (*izquierda*)y d ei ntervalo estrecho(*derecha*).

Tabla 16.6 Algunos indicadores ácido-base

Indicador	Intervalo aproximado de pH en el que el color cambia	Color en el intervalo más ácido	Color en el intervalo más básico
Violetad em etilo	0-2	Amarillo	Violeta
Azul de timol	1.2-2.8	Rosa	Amarillo
Naranjad em etilo	3.2-4.4	Rojo	Amarillo
Rojod em etilo	4.2-6.2	Rojo	Amarillo
Tornasol	4.7-8.2	Rojo(rosa)	Azul
Azuld eb romotimol	6.0-7.8	Amarillo	Azul
Azul de timol	8.0-9.4	Amarillo	Azul
Fenolftaleína	8.3-10.0	Incoloro	Rojo
Amarillod ea lizarinaR	10.2-12.1	Amarillo	Rojo

(a) indicador de azul de bromotimol en col agria, a un pH de 3.5
(b) indicador de fenolftaleína en agua pura, a un pH de 7.0
(c) indicador de fenolftaleína en leche de magnesia, a un pH de 10.5

SOLUCIÓN

(a) El azul de bromotimol es amarillo a este pH.
(b) Laf enolftaleínae s incolora a este pH.
(c) Laf enolftaleínae s roja a este pH.

EJERCICIO 16.14

(a) La fenolftaleína toma un color rosado brillante en una solución de amoniaco para el hogar. ¿Qué puedes decir acerca del pH?
(b) ¿De qué color sería el indicador rojo de metilo en vinagre, cuyo pH es de 2.5?

Figura 16.12 Aparatom edidor dep H(potenciómetro)y medicionesd ep Hd ev arios ácidosy b asesc omunes.

16.10 Hidrólisis: sales en agua

Cuando un ácido reacciona con una cantidad proporcional de base, los productos son agua y una sal. El proceso recibe el nombre de neutralización, pero, ¿es neutra la solución? ¿Y si simplemente se toma una sal y se disuelve en agua? ¿Sería la solución ácida, básica o neutra? Todo depende de la sal. Los iones de muchas sales reaccionan en cierta medida con el agua y alteran la proporción 1:1 de iones hidronio e hidróxido. La reacción de los iones de las sales con agua se conoce como **hidrólisis**, del griego *hydro* (agua) y *lysis* (soltar o descomponer).

¿Cómo se sabe si una sal es ácida, básica o neutra? En términos experimentales es muy sencillo: basta con disolver un poco de la sal en agua destilada o desionizada y medir el pH con un indicador ácido-base o un potenciómetro. Sin embargo, en realidad no es necesario ir al laboratorio y medir el pH de cada solución de sal. Se puede *predecir* si la solución de una sal será ácida, básica o neutra comparando la fuerza relativa del ácido y de la base con los que se podría preparar la sal. Las reglas que se necesitan son las siguientes.

Hidrólisisd e sales

1. La sal de un ácidof uerte y una basef uerte da una solución neutra.
2. La sal de un ácidof uerte y una based ébil dau nas olución ácida.
3. La sal de un ácidod ébil y una basef uerte dau nas olución básica.
4. La sal de un ácido débil y una base débil da una solución ligeramente ácida, ligeramenteb ásica o neutra, de acuerdo con sus fuerzas relativas.

Para aplicar estas reglas es preciso conocer los ácidos fuertes, las bases fuertes, los ácidos débiles y las bases débiles, así como los iones que liberan (Sección 16.2).

¿Cómo saber si la solución de una sal será ácida, básica o neutra?

Para predecir si una sal es ácida, básica o neutra, examina su fórmula y plantea estas preguntas:

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
▼ paso a paso

- ¿Quéi oness el iberaráne ns olución?
- ¿Québ asep roporcionae li onp ositivoq ues el iberaa lh idrolizarsel as al?
- ¿Quéá cidop roporcionae li onn egativoq ues el iberaa lh idrolizarsel as al?

A continuación, aplica las cuatro reglas enumeradas antes de este párrafo. Por ejemplo, el carbonato de sodio, Na_2CO_3, forma iones Na^+ y iones CO_3^{2-}. El ion positivo, Na^+, es liberado por la base *fuerte* NaOH. El ion negativo, CO_3^{2-}, es liberado por el ácido *débil* H_2CO_3. Así pues, el carbonato de sodio es la sal de un ácido débil y una base fuerte; su hidrólisis forma una solución básica (regla 3).

EJEMPLO 16.15 **Hidrólisis**

Indica si una solución de KCl es ácida, básica o neutra.

SOLUCIÓN El ion positivo del KCl es K^+, presente en la base fuerte KOH. El ion negativo del KCl es Cl^-, presente en el ácido fuerte HCl. Se trata de una sal de un ácido fuerte y una base fuerte; por tanto, la solución es neutra.

EJERCICIO 16.15

(a) ¿Seráá cida,b ásicao n eutrau nas oluciónd eN aNO_3?
(b) ¿Será ácida, básica o neutra una solución de K_2CO_3?

EJEMPLO 16.16

Indica si una solución de $(NH_4)_2SO_4$ esá cida,b ásicao n eutra.

SOLUCIÓN El ion NH_4^+ se forma al disolver en agua NH_3, una base débil. El ion SO_4^{2-} está presente en el H_2SO_4, un ácido fuerte; por tanto, la solución es ácida (regla 2).

EJERCICIO 16.16

(a) ¿Será ácida, básica o neutra una solución de NH_4NO_3?
(b) ¿Seráá cida,b ásicao n eutrau nas oluciónd ea cetatod es odio?

Véanse los problemas 16.59-16.62.

16.11 Amortiguadores: regulación del pH

En química, un **amortiguador** (o regulador) está formado por un par de sustancias químicas que, si están presentes en una solución en particular, mantienen el pH casi constante cuando se agrega un ácido o una base. Un amortiguador químico se asemeja a un amortiguador mecánico que absorbe impactos: tiende a reducir el choque de los cambios drásticos de concentración de H^+ y OH^-. Los amortiguadores son importantes en muchos procesos de manufactura y son indispensables para la vida. Si los sistemas amortiguadores de tu organismo dejaran de funcionar, a ti te ocurriría lo mismo.

Un amortiguador se prepara con un *ácido débil* y una *sal* de ese ácido (o una base débil y una sal de esa base), por lo regular en concentraciones aproximadamente iguales.

Para comprender cómo funciona un amortiguador conviene aplicar el principio de Le Châtelier (Sección 15.4). La **solución amortiguadora** contiene especies que reaccionan con los iones hidrógeno o hidróxido que se agregan y los atrapan.

Se describirá a continuación una solución amortiguadora de ácido acético y acetato de sodio. Si se agrega un ácido fuerte a esta solución, los iones hidrógeno adicionales reaccionan con los iones acetato en solución y forman ácido acético, un ácido débil. El equilibrio se desplaza hacia la derecha conforme el amortiguador de acetato consume los protones para formar un ácido débil.

Adiciónd eá cido

$$H^+(ac) + CH_3COO^-(ac) \rightleftharpoons CH_3COOH(ac)$$

La reacción es reversible en pequeña medida, pero la reacción directa que atrapa los protones es la reacción predominante. Cuando se agrega un ácido, el cambio de pH es muy pequeño hasta que se alcanza la **capacidad amortiguadora**. Es decir, si se agrega una cantidad muy grande de ácido, se llega a un punto en el que los iones acetato ya no puedena traparm ásp rotones.S eh aa lcanzadol ac apacidada mortiguadora.

Cuando se agrega una base fuerte, los iones hidróxido adicionales son neutralizadosp orl osi onesh idrógenod elá cidoa céticod ela mortiguador.

Adiciónd eb ase

$$OH^-(ac) + H^+(ac) \longrightarrow H_2O$$

A medida que los iones hidrógeno desaparecen de la solución amortiguadora, una nueva ionización del ácido acético del amortiguador los repone de inmediato.

$$CH_3COOH(ac) \rightleftharpoons CH_3COO^-(ac) + H^-(ac)$$

Una vez más, la concentración de iones hidrógeno regresa aproximadamente al valor original y el pH cambia muy poco.

Son numerosas las soluciones amortiguadoras importantes. La mayor parte de las reacciones bioquímicas, ya sea que se efectúan en un laboratorio o en nuestro cuerpo, se llevan a cabo en soluciones amortiguadas. La tabla 16.7 presenta una lista de algunos amortiguadoresi mportantes.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Acidez y la caries dental

La caries es una enfermedad que padece un alto porcentaje de la población. Se origina por la acción de un ácido que disuelve el mineral de los dientes. Cada pieza dental está recubierta por una capa de esmalte; éste se forma por hidroxiapatita $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$, mineral que es poco soluble en agua y es la sustancia más dura del cuerpo humano.

La capa de hidroxiapatita mide alrededor de 2 mm de espesor. Se disuelve cuando se encuentra a un pH menor que 5.5, como ocurre al consumir bebidas gaseosas endulzadas (cuyo pH es de 2.5-3.0), al ingerir dulces y alimentos muy picantes o muy ácidos, como jitomates (4.2), vinagre (2.5 a 3.5), vino (3.5), jugo de limón (2.5) y zumo de naranja (4) y debido a la actividad de bacterias presentes en la boca.

En los dientes se acumula una delgada película de carbohidratos. Diversas bacterias se adhieren a esta capa y al alimentarse convierten los azúcares en ácido láctico, lo cual reduce el pH de la superficie dental a un valor menor de 5, y permite la desmineralización del diente (de ahí la importancia de removerla mediante el cepillado dental).

La reacción de la hidroxiapatita en presencia de ácidos es la siguiente:

$$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2 + 14H^+ \rightarrow 10Ca^{2+} + 6H_2PO_4^- + 2H_2o$$

Se ha notado que en los lugares en los que el agua contiene flúor (en una concentración de alrededor 0.1 ppm) de manera natural las personas tienen menos caries. Esto se debe a que los iones fluoruro en solución reemplazan algunos de los iones hidróxido del esmalte para conformar fluoroapatita, como muestra la siguiente reacción:

$$\underset{\text{Hidroxiapatita}}{Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2} + 2F^- \rightarrow \underset{\text{Fluoroapatita}}{Ca_{10}(PO_4)_6F_2} + 2OH^-$$

La fluoroapatita es más dura y más densa que la hidroxiapatita y resulta unas 100 veces menos soluble en ácido. Además, el ion fluoruro también inhibe la capacidad de las bacterias para generar ácidos. Por ello, en sitios en los que el agua no contiene fluoruro de forma natural es conveniente agregarlo en una concentración de 0.7 a 1.0 ppm.

No obstante, en concentraciones mayores el fluoruro puede ocasionar fluorosis, que genera una destrucción de los dientes. Incluso hay cierta preocupación por los efectos acumulativos de tal sustancia. Se sabe que una ingesta excesiva de fluoruros durante la niñez puede manchar el esmalte de los dientes, además de volverlo quebradizo. También hay evidencias de que las dosis altas provocan una interferencia en el metabolismo del calcio, el funcionamiento de los riñones y las glándulas como la tiroides y otros órganos.

Para más información acerca de este tema y otros de química te recomendamos consultar esta dirección electrónica: http://todoesquimica.blogia.com/2008/040601-la-caries.php

La caries se origina cuando el pH disminuye por el consumo de alimentos ácidos o por falta de higiene bucal. De no tratarse, puede provocar la pérdida de la pieza y afectar la masticación o ser el inicio de una infección mayor que pase del diente a algún órgano interno.

EJEMPLO 16.17 **Amortiguadores**

Explica y muestra mediante una ecuación lo que ocurre cuando se agrega un ácido a un amortiguadord ea cetatod es odio/ácidoa cético.

SOLUCIÓN Conforme el exceso de ácido reacciona con los iones acetato del amortiguador, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y la $[H^+]$ disminuye al formarse el ácidod ébil.

$$H^+(ac) + CH_3COO^-(ac) \rightleftharpoons CH_3COOH(ac)$$

Tabla 16.7 Algunos amortiguadores importantes

Componentes del amortiguador	Nombre del sistema amortiguador	pH*
CH_3COOH y CH_3COO^-	Ácidoa céticoy i ona cetato	4.76
H_2CO_3 y HCO_3^-	(Dióxidod ec arbono)á cido carbónicoy i onh idrogenocarbonato	6.46†
$H_2PO_4^-$ y HPO_4^{2-}	Iond ihidrogenofosfatoy i on monohidrogenofosfato	7.20
NH_4^+ y NH_3	Iona monioy a moniaco	9.25

*Los valores que se indican corresponden a soluciones 0.1 M respecto a cada compuesto a 25°C.
†Este valor incluye las moléculas de CO_2 como H_2CO_3 no disociado. El pH del H_2CO_3 sólo es de alrededor de 3.8.

EJERCICIO 16.17

(a) Explica y muestra mediante una ecuación lo que ocurre cuando se agrega una basea u na mortiguadord ea cetatod es odio/ácidoa cético.

(b) ¿Quép ard es ustanciasq uímicass en ecesitanp arap repararu na mortiguador?

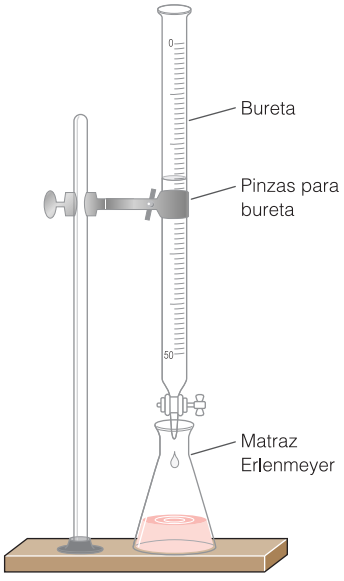
Véansel osp roblemas 16.63-16.68.

16.12 Titulaciones ácido-base

Para determinar la concentración de una solución específica de ácido o base se emplea un procedimiento llamado **titulación**. Para conocer la concentración de un ácido, se mide cuidadosamente, mediante una bureta, un volumen específico de la solución y se introduce en un matraz (Fig. 16.13). Se agregan además unas gotas de un indicador ácido-base al ácido en el matraz. A continuación se agrega mediante otra bureta, lenta y cuidadosamente, una base de concentración conocida, llamada **base estándar**, hasta que una sola gota adicional de base cambia el color del colorante indicador. Éste es el **punto final** de la titulación. El punto en el que han reaccionado cantidades estequiométricamente equivalentes de ácido y base se denomina **punto de equivalencia**. (El *punto final* y el *punto de equivalencia* no son necesariamente iguales.) Se debe elegir un indicador idóneo para la titulación, de tal modo que el punto final esté lo más cercano posible al punto de equivalencia. Una vez concluida la titulación, la concentración desconocida del ácido se calcula con base en los volúmenes de ácido y de base que se necesitaron para la neutralización, junto con la concentración conocida de la base estándar.

Para determinar la concentración de una solución básica se invierte el procedimiento. Se mide una cantidad de la solución básica y se introduce en el matraz. A continuación, se agrega desde otra bureta un ácido de concentración conocida, llamado **ácido estándar**, hasta alcanzar el punto final. La concentración desconocida de la base se calcula tomando como datos la concentración del ácido estándar y los volúmenes de ácido y base. Los conceptos presentados en el capítulo 11 son el fundamento para efectuar estos cálculos.

Figura 16.13 Aparatop arat itular. Se mide y se vierte en el matraz una muestrad eu ná cidod esconocido, ys ea gregau ni ndicadorá cido-base. Se agrega gota a gota una base por medio de una bureta, hasta que el indicadorc ambiad ec olor.



EJEMPLO 16.18 Titulación

¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido del acumulador de un automóvil, H_2SO_4, si 22.53 mL del ácido neutralizan 42.11 mL de NaOH 1.923 M?

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Escribe unae cuaciónb alanceadad el ar eacciónd en eutralización.

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Serán ecesarioe mplearl ar azón molar

$$\frac{1 \text{ mol de ácido}}{2 \text{ mol de base}}$$

■ **PASO 2** Haz una tabla con el volumen y la molaridad del ácido y de la base.

	Ácido	Base
Volumen	22.53 mL	42.11 mL
Molaridad	? M	1.923 M

■ **PASO 3** Escribe un plan empleando conversiones para establecer los moles de ácido.

$$\text{Plan: Volumen de base en L} \xrightarrow{\text{M de la base}} \text{Molesd eb ase} \xrightarrow{\text{razón molar}} \text{Molesd eá cido}$$

■ **PASO 4** Efectúal asc onversiones.

$$0.04211 \text{ L de base} \times \frac{1.923 \text{ mol de base}}{\text{L de base}} \times \frac{1 \text{ mol de ácido}}{2 \text{ mol de base}} = 0.04049 \text{ mol de ácido}$$

■ **PASO 5** Divide los moles de ácido entre los litros de ácido para obtener la molaridad,M .

$$\frac{0.04049 \text{ mol de ácido}}{0.02253 \text{ L}} = 1.797 \text{ M } H_2SO_4$$

EJERCICIO 16.18

Véanse los problemas 16.69-16.76.

(a) ¿Cuál es la molaridad de una solución de NaOH si 32.45 mL de la base neutralizan 34.32 mL de una solución estándar de HCl 0.1000 M?

(b) ¿Cuál es la molaridad de una solución de HCl si 37.24 mL del ácido neutralizan 36.85 mL de una solución estándar de NaOH 0.1034 M?

Resumen del capítulo

Hay tres teorías importantes sobre las reacciones ácido-base. Según la definición tradicional de Arrhenius, un ácido es una sustancia que libera iones hidrógeno, H^+, cuando se disuelve en agua. Una base libera iones hidróxido, OH^-, en agua. La reacción de neutralización produce una sal y agua.

De acuerdo con las definiciones más generales de ácidos y bases de Brønsted-Lowry, un ácido es un donador de protones, H^+, y una base es un receptor de protones. En las soluciones acuosas no se encuentran protones individuales, H^+, pues están enlazados con agua para formar iones hidronio, H_3O^+. Cuando un ácido pierde un protón, se forma la base conjugada. Cuando una base acepta un protón, se forma el ácido conjugado. Los ácidos fuertes forman bases conjugadas débiles, y las bases fuertes producen ácidos conjugados débiles. Los ácidos fuertes son aquellos que se ionizan totalmente en agua; los ácidos débiles se ionizan poco en agua.

La teoría de Lewis de los ácidos y las bases es la más amplia. Se define un ácido de Lewis como cualquier sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par de electrones. Una base de Lewis es cualquier sustancia capaz de donar (y compartir) un par de electrones. Todas las sustancias químicas que son ácidos según las teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry también son definidas como ácidos por la teoría de Lewis. Lo mismo ocurre en el caso de las bases. Un ion hidrógeno (un ion hidronio) es un ácido y un ion hidróxido es una base de acuerdo con las tres teorías.

El agua experimenta autoionización y genera concentraciones muy pequeñas —aunque iguales— de iones hidrógeno e hidróxido. El producto de estas concentraciones, K_w, es 1×10^{-14}. La adición de un ácido o de una base al agua afecta la $[H^+]$ y la $[OH^-]$, pero el

producto iónico sigue siendo igual a 1×10^{-14}. La concentración de ion hidrógeno, $[H^+]$, de una solución se suele expresar como su pH.

$$pH = -\log[H^+]$$

Un cambio de acidez de una unidad de pH corresponde a un cambio de 10 veces en la $[H^+]$.

La reacción de una sal con agua recibe el nombre de hidrólisis. Las sales se hidrolizan en agua y producen soluciones ácidas, básicas o neutras, según la naturaleza de la sal. Un amortiguador se prepara mezclando un ácido débil con una sal de ese ácido. Una solución amortiguadora mantiene casi constante el pH de una solución cuando se agrega una pequeña cantidad de ácido o de base a la solución.

Se puede determinar una concentración de ácido desconocida titulando el ácido con una base estándar en presencia de un indicador apropiado. Se puede determinar una concentraciónd eb ased esconocidat itulandol ab asec onu ná cidoe stándar.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Identifica y enumera cuatro de las propiedades principales de los ácidos y las bases. [16.1]
2. Identificay d escribel asp ropiedadesd e losá cidosf uertesy d ébiles.[16.2]
3. Identificay d escribel asp ropiedadesd e lasb asesf uertesy d ébiles.[16.3]
4. Completa y balancea ecuaciones químicas de reacciones de ácidos y bases. [16.4, 16.5.]
5. Citae jemplosd ei ngredientes dea ntiácidosy s usr eacciones.[16.5]
6. Identificap aresc onjugadosá cido-base.[16.6]
7. Define y compara los ácidos y las bases en términos de las teorías de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis. [16.7]
8. Calcula concentraciones de iones hidronio e hidróxido de soluciones ácidas, básicas y neutras con base en la K_w. [16.8]
9. Define el pH y compara los cambios de pH con los cambios de concentración de ionesh idronio.[16.9]
10. Calcula el pH de una solución con base en la concentración de iones hidronio o de ionesh idróxido.[16.9]
11. Identifica las sales que forman soluciones ácidas, básicas o neutras al hidrolizarse. [16.10]
12. Describe la composición de los amortiguadores y la forma como regulan el pH. [16.11]
13. Efectúa cálculosr elacionadosc ont itulacionesá cido-base.[16.12]

Términos clave

ácido[16.1]
ácidod ébil[16.2]
ácidod iprótico[16.1]
ácidoe stándar[16.12]
ácidof uerte[16.2]
ácidom onoprótico[16.1]
ácidot riprótico[16.1]
álcali[16.1]
amoniacoa cuoso[16.3]
amortiguador[16.11]
anfiprótico[16.6]
anfótero[16.5]
base[16.1]
based ébil[16.3]
base conjugada [16.6]
basee stándar[16.12]
basef uerte[16.3]
capacidada mortiguadora [16.11]
constanted elp roductoi ónico del agua [16.8]
grupoc arboxilo[16.1]
hidrólisis[16.10]
indicadorá cido-base[16.9]
ionh idronio[16.1]
lluviaá cida[16.4]
neutralización[16.1]
parc onjugadoá cido-base [16.6]
pH [16.9]
puntod ee quivalencia[16.12]
puntof inal[16.12]
sal [16.1]
solucióna mortiguadora [16.11]
titulación[16.12]

Problemas

Ácidos yb ases:t eoríad e Arrhenius

16.1 Menciona cuatro propiedades generales de las solucionesá cidas.

16.2 Menciona cuatro propiedades generales de las solucionesb ásicas.

16.3 ¿A cuál ion atribuyó Arrhenius las propiedades de las solucionesá cidas?

16.4 ¿A cuál ion atribuyó Arrhenius las propiedades de las solucionesb ásicas?

16.5 ¿Qué es un ion hidronio, y en qué difiere de un ion hidrógeno? ¿Por qué se suelen emplear indistintamente estost érminos?

16.6 ¿Qué ocurre durante la neutralización? ¿Qué productos se forman?

16.7 Indica en cada caso si se trata de un ácido, una base, una sal o ninguno de los anteriores.

a. HNO_3 b. KOH
c. KNO_3 d. CH_3COOH
e. CH_4 (metano) f. $CaCl_2$

16.8 Indica en cada caso si se trata de un ácido, una base, una sal o ninguno de los anteriores.

a. H_2SO_4 b. $Mg(OH)_2$
c. $MgSO_4$ d. HCN
e. NaCN f. $CH_3CH_2CH_2CH_3$ (butano)

16.9 Escribe la fórmula química de los ácidos siguientes e indica si se trata de un ácido monoprótico, diprótico o triprótico.

a. ácidoa cético b. ácidob órico
c. ácidoc lorhídrico d. ácidos ulfúrico

16.10 Escribe la fórmula química de los ácidos siguientes e indica si se trata de un ácido monoprótico, diprótico o triprótico.

a. ácidof osfórico b. ácidon ítrico
c. ácidoc arbónico d. ácido láctico

Ácidos yb asesf uertes yd ébiles

16.11 Escribe las fórmulas y nombres de dos bases fuertes y una base débil.

16.12 Escribe las fórmulas y nombres de seis ácidos fuertes y tresá cidosd ébiles.

16.13 ¿Cuál es la diferencia entre un ácido fuerte y un ácido débil?

16.14 ¿Cuál es la diferencia entre una base fuerte y una base débil?

16.15 Explica la diferencia entre un ácido débil y un ácido diluido.

16.16 Explica la diferencia entre un ácido fuerte y un ácido concentrado.

16.17 ¿Qué es el amoniaco acuoso? ¿Por qué a veces se le llama hidróxido de amonio?

16.18 Tanto las soluciones de amoniaco acuoso como las de hidróxido de magnesio tienen pequeños porcentajes de iones OH^- en solución, aunque por distintas razones.E xplicae steh echo.

16.19 Indica en cada caso si se trata de un ácido o base fuerte o débil.

a. ácidof osfórico
b. ácidos ulfúrico
c. ácidoc arbónico
d. ácidol áctico
e. hidróxidod ec alcio
f. hidróxidod ep otasio

16.20 Indica en cada caso si se trata de un ácido o base fuerte o débil.

a. ácidoa cético
b. ácidob órico
c. ácidon ítrico
d. ácidoc lorhídrico
e. amoniacoa cuoso
f. hidróxidod em agnesio

16.21 ¿Debes usar protección para los ojos y guantes de caucho gruesos y holgados al utilizar en casa limpiadores de hornos y limpiadores de cañerías? ¿Y al usar ácido muriático para limpiar ladrillos? ¿Y al utilizar vinagre? Explica tus respuestas.

16.22 ¿Debes usar protección para los ojos en el laboratorio alt rabajarc oná cidosy b ases?E xplicat ur espuesta.

16.23 Ingerir una solución de ácido sulfúrico al 5% sería muy dañino, pero ingerir vinagre (ácido acético al 5%) no lo sería. Explica por qué.

16.24 El hidróxido de magnesio es totalmente iónico, incluso en estado sólido; no obstante, se puede ingerir como antiácido. ¿Por qué no produce lesiones como lo haría el hidróxido de sodio?

Reacciones de los ácidos y bases

16.25 Escribe una ecuación balanceada de la neutralización total de ácido sulfúrico con hidróxido de potasio. Escribe además una ecuación iónica neta de la reacción.

16.26 Escribe una ecuación balanceada de la neutralización total de ácido carbónico con hidróxido de sodio. Escribe además una ecuación iónica neta de la reacción.

16.27 Escribe ecuaciones balanceadas de las reacciones siguientes.

a. ácidos ulfúricoc onó xidod ez inc
b. ácidos ulfúricoc onz incm etálico
c. ácidos ulfúricoc onc arbonatod ec alcio

16.28 Escribe ecuaciones balanceadas de las reacciones siguientes.

a. ácidoc lorhídricoc onm agnesiom etálico
b. ácidoc lorhídricoc onó xidod em agnesio
c. ácidoc lorhídricoc onc arbonatod em agnesio

16.29 ¿Quée su nm etala nfótero?M encionad ose jemplos.

16.30 ¿Qué es un hidróxido metálico anfótero? Menciona dos ejemplos.

16.31 Balancea las ecuaciones siguientes y explica lo que estas reacciones nos dicen acerca del hidróxido de aluminio.

a. $Al(OH)_3(s) + KOH(ac) \longrightarrow KAl(OH)_4(ac)$

b. $Al(OH)_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2O$

16.32 Balancea las ecuaciones siguientes y explica lo que estasr eaccionesn osd icena cercad ela luminio.

a. $Al(s) + KOH(ac) + H_2O \longrightarrow KAl(OH)_4(ac) + H_2(g)$

b. $Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow ?$

16.33 Suponiendo que el jugo gástrico es HCl(ac), escribe una ecuación de la reacción de este ácido con hidrogenocarbonato de sodio (bicarbonato para hornear). Escribe además la ecuación iónica neta.

16.34 Escribe una ecuación de la reacción del ácido clorhídrico con leche de magnesia, una suspensión de $Mg(OH)_2$. Escribe además la ecuación iónica neta.

Teoría de ácidos y bases de Brønsted-Lowry y de Lewis

16.35 Cita las definiciones de Brønsted-Lowry y de Lewis de los ácidos.

16.36 Cita las definiciones de Brønsted-Lowry y de Lewis de las bases.

16.37 Escribe una ecuación que muestre que el agua puede ser un ácido de Brønsted-Lowry.

16.38 Escribe una ecuación que muestre que el agua puede ser una base de Brønsted-Lowry.

16.39 Escribe una ecuación balanceada de la reacción de cloruro de hidrógeno gaseoso con amoniaco gaseoso. Indica de acuerdo con qué definición o definiciones se considera ésta como una reacción ácido-base.

16.40 Escribe una ecuación balanceada, mostrando los puntos que representan electrones, de la reacción de $FeBr_3$ con ion bromuro para formar $FeBr_4^-$. Indica de acuerdo con qué definición o definiciones se considera ésta como una reacción ácido-base. Indica de acuerdo con qué definición o definiciones no se considera ésta como una reacción ácido-base.

16.41 Identifica el primer compuesto de cada ecuación como ácido o base de Brønsted-Lowry. Identifica además el ácido o base conjugada.

a. $C_6H_5SH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5S^- + H_3O^+$

b. $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

c. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

16.42 Identifica el primer compuesto de cada ecuación como ácido o base de Brønsted-Lowry. Identifica además el ácido o base conjugada.

a. $C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$

b. $C_6H_5OH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H_3O^+$

c. $CH_3CHOHCOOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3CHOHCOO^- + H_3O^+$

16.43 Las ecuaciones que siguen representan equilibrios entre dos ácidos. En cada caso, identifica los ácidos e indica cuál es el más fuerte con base en la longitud de lasf lechas.

a. $HBr + F^- \rightleftharpoons HF + Br^-$

b. $HCN + F^- \rightleftharpoons HF + CN^-$

16.44 Las ecuaciones que siguen representan equilibrios entre dos ácidos. En cada caso, identifica los ácidos e indica cuál es el más fuerte. (Consulta la tabla 16.3.)

a. $H_3PO_4 + HSO_4^- \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_2SO_4$

b. $HClO_4 + NO_3^- \rightleftharpoons HNO_3 + ClO_4^-$

16.45 Cada equilibrio del problema 16.43 incluye además un par de bases. Identifica las bases de cada ecuación e indica cuál es la más fuerte.

16.46 Cada equilibrio del problema 16.44 incluye además un par de bases. Identifica las bases de cada ecuación e indica cuál es la más fuerte.

16.47 ¿La anilina, $C_6H_5NH_2$, actúa como ácido o como base enl ar eaccións iguiente?

$$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$$

16.48 ¿El fenol, C_6H_5OH, actúa como ácido o como base en lar eaccións iguiente?

$$C_6H_5OH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H_3O^+$$

Concentracionesd e iones hidronio, concentraciones de iones hidróxido y pH

16.49 Con respecto a las concentraciones de iones *hidronio* indicadas, calcula la concentración de iones hidróxido, y viceversa. Indica además en cada caso el pH y si la muestra es ácida, básica o neutra.

a. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$

b. $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}\ M$

c. $[OH^-] = 1 \times 10^{-5}\ M$

d. $[OH^-] = 1 \times 10^{-10}\ M$

16.50 Con respecto a las concentraciones de iones hidrógeno indicadas, calcula la concentración de iones hidróxido, y viceversa. Indica además en cada caso el pH y si la muestra es ácida, básica o neutra.

a. $[H^+] = 1 \times 10^{-10}\ M$

b. $[H^+] = 1 \times 10^{-2}\ M$

c. $[OH^-] = 1 \times 10^{-8}\ M$

d. $[OH^-] = 1 \times 10^{-4}\ M$

16.51 Calcula el pH donde se da el pOH, y viceversa.

a. pOH = 10.00 b. pOH = 8.6

c. pH = 5.00 d. pH = 10.3

16.52 Calcula el pH donde se da el pOH, y viceversa.

a. pOH = 8.00 b. pOH = 4.7

c. pH = 3.00 d. pH = 9.4

16.53 ¿Cuál es la $[H^+]$ y el pH de las soluciones siguientes? (Supón que las soluciones están totalmente ionizadas.)

a. HBr 1.00×10^{-6} M

b. LiOH 1.00×10^{-5} M

c. HCl 1.00×10^{-2} M

d. NaOH 1.00×10^{-2} M

16.54 ¿Cuál es la $[H^+]$ y el pH de las soluciones siguientes? (Supón que las soluciones están totalmente ionizadas.)

a. HCl 1.00×10^{-3} M

b. NaOH 1.00×10^{-5} M

c. HNO_3 1.00×10^{-4} M

d. KOH 1.00×10^{-3} M

16.55 ¿Cuál es el pH de las soluciones siguientes? (Necesitas una calculadora con tecla LOG o una tabla de logaritmos.)

a. $[H^+] = 3.4 \times 10^{-5}$ M

b. $[H^+] = 7.2 \times 10^{-12}$ M

c. $[OH^-] = 8.5 \times 10^{-7}$ M

d. $[OH^-] = 6.3 \times 10^{-6}$ M

16.56 ¿Cuál es el pH de las soluciones siguientes? (Necesitas una calculadora con tecla LOG o una tabla de logaritmos.)

a. $[H_3O^+] = 5.6 \times 10^{-6}$ M

b. $[H_3O^+] = 9.2 \times 10^{-9}$ M

c. $[OH^-] = 1.8 \times 10^{-8}$ M

d. $[OH^-] = 7.8 \times 10^{-10}$ M

16.57 Calcula la $[H^+]$ a dos cifras significativas de las soluciones que tienen los valores de pH y pOH siguientes. (El método que se expone en el texto requiere una calculadora con teclas INV y LOG o una tecla 10^x.)

a. pH = 8.35 b. pH = 2.73

c. pOH = 9.10 d. pOH = 6.08

16.58 Calcula la $[H^+]$ a dos cifras significativas de las soluciones que tienen los valores de pH y pOH siguientes. (El método que se expone en el texto requiere una calculadora con teclas INV y LOG o una tecla 10^x.)

a. pH = 4.09 b. pH = 9.74

c. pOH = 10.22 d. pOH = 3.75

Hidrólisis:s ales en agua

16.59 Indica si la hidrólisis de las sales siguientes forma soluciones ácidas, básicas o neutras.

a. $MgBr_2$ b. $(NH_4)_3PO_4$

c. Na_2CO_3 d. $NaCH_3COO$

e. NaCN

16.60 Indica si la hidrólisis de las sales siguientes forma solucionesá cidas,b ásicaso n eutras.

a. K_2SO_4 b. $Ca(CH_3COO)_2$

c. NH_4Cl d. NH_4NO_3

e. $NaHCO_3$

16.61 Un fertilizante de NH_4NO_3 ¿tendería a hacer el suelo másá cido,o m ása lcalino?

16.62 La piedra caliza triturada (carbonato de calcio) y aplicada directamente al suelo ¿tendería a hacer éste más ácido,o m ása lcalino?

Amortiguadores

16.63 ¿Qué tipos de sustancias se emplean para preparar un amortiguador?

16.64 Explicac ómof uncionau na mortiguador.

16.65 ¿Qué sustancia se podría emplear junto con el cloruro dea moniop arap repararu na mortiguador?

16.66 ¿Qué sustancia se podría emplear junto con el acetato des odiop arap repararu na mortiguador?

16.67 Explica por medio de ecuaciones químicas cómo funciona el amortiguador de hidrogenocarbonato/ácido carbónico de la sangre cuando se agrega un ácido.

16.68 Explica por medio de ecuaciones químicas cómo funciona el amortiguador de hidrogenocarbonato/ácido carbónico de la sangre cuando se agrega una base.

Titulaciones ácido-base

16.69 ¿Quée su nat itulacióná cido-base?

16.70 En una titulación ideal el punto final coincide con el punto de equivalencia. ¿Cuál es la diferencia entre un punto final y un punto de equivalencia?

16.71 Se titula una base débil con un ácido fuerte. ¿Cómo será la solución en el punto de equivalencia: ácida, básica o neutra? Explica tu respuesta.

16.72 Se titula un ácido débil con una base fuerte. ¿Cómo será la solución en el punto de equivalencia: ácida, básica o neutra? Explica tu respuesta.

16.73 Calcula la molaridad de una solución de HCl si la neutralización de 20.00 mL de esta solución requiere 10.00 mL de KOH 0.5000 M.

16.74 Calcula la molaridad de una solución de HCl si la neutralización de 20.00 mL de esta solución requiere 40.00 mL de NaOH 0.2500 M.

16.75 Calcula la molaridad de una solución de NaOH si se requieren 12.53 mL de H_2SO_4 0.1000 M para neutralizar la base de una muestra de 31.22 mL.

16.76 Calcula la molaridad de una solución de NaOH si se requieren 18.77 mL de H_2SO_4 0.1000 M para neutralizar la base de una muestra de 22.68 mL.

Estudiantes en
acción

Determinación de ácido acético en el vinagre comercial

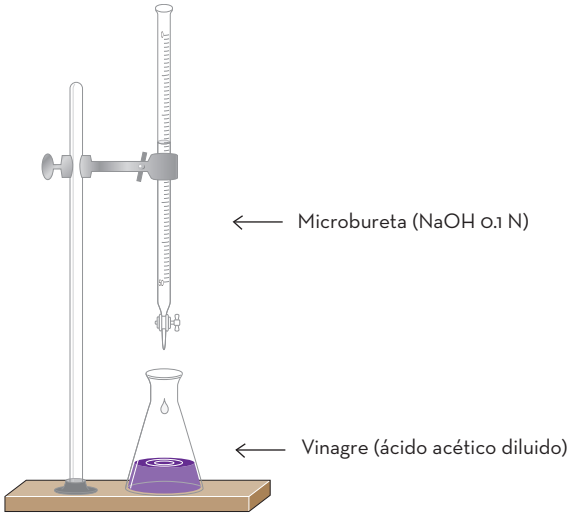
Materiales y reactivos

- Matraz Erlenmeyer
- Pipeta graduada
- Vinagre comercial (al menos tres marcas distintas)
- Matraz volumétrico de 25 mL
- Agua destilada
- Indicador de fenolftaleína
- Microbureta
- 1 agitador magnético
- Disolución estándar de hidróxido de sodio 0.1 N

Titulación del ácido acético

Procedimiento

1. Con ayuda de una pipeta graduada, mide 5 mL de vinagre y colócalos en un matraz volumétrico de 25 mL. Agita ligeramente y completa el aforo con agua destilada.
2. Toma una alícuota de 1 mL de la disolución preparada anteriormente y colócala en un matraz Erlenmeyer de 10 mL. Agrega una gota de fenolftaleína.
3. Monta un equipo de microtitulación, como se muestra en el esquema. Carga la microbureta con una disolución estándar de NaOH 0.1 N.



4. Deja caer el hidróxido de sodio poco a poco con agitación constante; suspende la adición del mismo hasta que el color rosa del indicador persista por lo menos 15 segundos. Lee en la bureta el volumen de NaOH gastado y anótalo en la tabla de resultados.
5. Toma otra alícuota de 1 mL del matraz volumétrico y repite los pasos 2, 3 y 4. Repite esto por lo menos 5 veces y registra los resultados en la tabla.
6. Calcula el promedio con las cinco determinaciones o ensayos con base a este resultado y establece cuál es la acidez del vinagre en gramos de ácido acético por 100 mL de muestra y escríbelo en la tabla.
7. Repite todo el procedimiento (pasos del 1 al 5) con al menos otras dos marcas de vinagre distintas. Anota en la tabla el volumen gastado de NaOH 0.1 N en cada titulación.
8. Escribe la reacción de neutralización entre el ácido acético y el hidróxido de sodio, para ayudarte a realizar tus cálculos.

Tabla de resultados

No. de ensayo o determinación	Volumen de NaOH gastado en mL		
	Marca comercial 1 Nombre:	Marca comercial 2 Nombre:	Marca comercial 3 Nombre:
1.			
2.			
3.			
4.			
5.			
Promedio			
Gramos de ácido acético/100 mL			

Análisis de resultados

1. La reacción de neutralización se llevó a cabo con un ácido débil y una base fuerte. ¿Qué tipo de sal se formó: ácida, básica o neutra? Justifica tu respuesta.

2. ¿Qué es un indicador ácido-base?

3. Investiga cuál es la fórmula química de la fenolftaleína y escríbela.

4. ¿Cuál es el intervalo aproximado de pH en el que el color cambia al utilizar fenoftaleína como indicador?

5. Observa la información de la concentración de ácido acético en el vinagre indicada en la etiqueta de cada producto comercial y analiza: ¿qué tanta diferencia existe entre lo establecido y el valor experimental obtenido en cada caso? ¿A qué crees que se deba la diferencia, si la hay?

6. De acuerdo con la experiencia de esta práctica de laboratorio, ¿consideras que las titulaciones ácido-base son útiles para determinar el grado de acidez o basicidad de cualquier producto comercial de uso común? Justifica tu respuesta.

capítulo

17

Oxidación y reducción

CONTENIDO

17.1 Números de oxidación: repaso

17.2 Oxidación y propiedades químicas del oxígeno

17.3 Reducción y propiedades químicas del hidrógeno

17.4 Algunos agentes oxidantes importantes

17.5 Algunos agentes reductores importantes

17.6 Medias reacciones de oxidación y reducción

17.7 Celdas electrolíticas

17.8 Celdas voltaicas

La reacción del cobre con el ácido nítrico es una de las reacciones de oxidación-reducción que se estudian en este capítulo. El gas parduzco que se observa en esta fotografía es dióxido de nitrógeno, un producto de esta vigorosa reacción. Véase la sección 17.4.

Los alimentos y los combustibles fósiles son ricos en energía, la cual se libera mediante reacciones de oxidación-reducción (redox). Siempre que se lleva a cabo una oxidación, también ocurre una reducción, y viceversa. No puede haber la una sin la otra. Por conveniencia, sin embargo, se puede optar por hablar de una parte de la reacción: la parte de oxidación o la de reducción.

La gasolina, la hulla y los azúcares son ejemplos de formas *reducidas* de la materia; son ricas en energía (Fig. 17.1). Cuando la glucosa, $C_6H_{12}O_6$ (un azúcar sencillo), reacciona con oxígeno durante la combustión o durante el metabolismo, se *oxida* a dióxido de carbono y agua. Ambas reacciones se representan mediante la ecuación

$$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \longrightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O + \text{Energía}$$

El CO_2 y el H_2O son formas *oxidadas* de la materia; tienen poca energía.

Figura 17.1 Los combustibles fósiles (gasolina y hulla) y los alimentos son formas reducidas de la materia ricas en energía. Su contenido de energía se libera mediante reacciones de oxidación-reducción.

Las plantas verdes son capaces de utilizar la energía de la luz solar para producir alimentos reduciendo el dióxido de carbono. Esta reacción, llamada fotosíntesis, requiere energía del Sol para llevarse a cabo. La reacción global de fotosíntesis es en esencia la inversa de la oxidación de la glucosa, como aquí se muestra.

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O + \text{Energía} \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$$

La primera reacción, el metabolismo, representa la oxidación de la glucosa por el oxígeno, que se reduce. La segunda reacción, la fotosíntesis, corresponde a la reducción del dióxido de carbono por el agua, que se oxida (Fig. 17.2).

También se requieren procesos de reducción para obtener hierro y otros metales a partir de sus menas, pero muchos de estos metales se pierden al paso del tiempo debido a que se corroen debido a una lenta oxidación. Mantenemos la civilización tecnológica por medio de la oxidación de los combustibles fósiles (carbón, gas natural y petróleo) para obtener energía química almacenada en estos materiales hace millones de años por las plantas verdes.

Todas las formas de vida dependen de los procesos redox. Los procesos metabólicos que ocurren en cada célula viva involucran las reacciones de oxidación-reducción. Para caminar, hablar, pensar, digerir alimentos y metabolizarlos, e incluso para leer estas páginas, es necesario que se efectúen reacciones de oxidación-reducción. Muchas de las reacciones que aquí se mencionan quedan fuera del alcance de este libro porque son muy complejas; no obstante, sirven para ilustrar la importancia de la oxidación y la reducción en nuestra vida.

En las secciones 10.8 y 10.9 se presentaron varias reacciones en las que había oxidación y reducción. Asimismo, en la sección 6.7 se introdujo el uso de los números de oxidación. Ahora repasaremos y ampliaremos la explicación de las reacciones redox, esta vez describiendo los métodos para balancear reacciones redox y analizando los procesos electroquímicos que se llevan a cabo cuando una batería funciona y durante la electrólisis.

Figura 17.2 (a) El alimento que ingerimos es oxidado (metabolizado) para suministrar la energía con la que realizamos nuestras actividades. (b) La energía proviene del Sol y es capturada por las plantas mediante reacciones fotosintéticas que reducen el dióxido de carbono a carbohidratos.

(a)

(b)

17.1 Números de oxidación: repaso

Antes de estudiar los procesos de oxidación y reducción, es necesario manejar sin tropiezos los números de oxidación de los átomos presentes en los compuestos o iones. El **número de oxidación** (también llamado **estado de oxidación**) es un número que se asigna a cada tipo de átomo de un compuesto o ion, o a un elemento, con base en un conjunto de reglas arbitrario pero congruente.

El número de oxidación representa el número de electrones que la especie ha ganado, perdido o compartido. En la sección 6.7 se presentaron las reglas para asignar números de oxidación. Si es necesario, repásalas ahora mismo, y luego pon a prueba tus conocimientos resolviendo los ejemplos y ejercicios que siguen antes de continuar con la próxima sección.

EJEMPLO 17.1 Números de oxidación

¿Cuál es el número de oxidación del azufre en el H_2SO_4?

SOLUCIÓN El número de oxidación del hidrógeno es $+1$, y hay dos átomos de hidrógeno. El número de oxidación del oxígeno es -2, y hay cuatro átomos de oxígeno. Sea x el número de oxidación del azufre. En un compuesto la suma debe ser cero.

$$\begin{aligned} 2(+1) + 4(-2) + x &= 0 \\ -6 + x &= 0 \\ x &= +6 \end{aligned}$$

El azufre tiene un número de oxidación de $+6$.

EJERCICIO 17.1

(a) ¿Cuál es el número de oxidación del azufre en el SO_2?
(b) ¿Cuál es el número de oxidación del azufre en el H_2S?

EJEMPLO 17.2 Números de oxidación de iones poliatómicos

¿Cuál es el número de oxidación del cromo en el $Cr_2O_7^{2-}$?

SOLUCIÓN El número de oxidación del oxígeno es -2, y hay siete átomos de oxígeno. Sea x el número de oxidación del cromo. La suma debe ser -2.

$$\begin{aligned} 2x + 7(-2) &= -2 \\ 2x &= 12 \\ x &= +6 \end{aligned}$$

El cromo tiene un número de oxidación de $+6$.

EJERCICIO 17.2

(a) ¿Cuál es el número de oxidación del carbono en el CO_3^{2-}?
(b) ¿Cuál es el número de oxidación del bromo en el BrO_3^-?

Véansel os problemas 17.1 -17.6.

17.2 Oxidación y propiedades químicas del oxígeno

Hay una **oxidación** siempre que una sustancia se combina con oxígeno (Fig. 17.3). Las sustancias que se combinan con oxígeno se **oxidan**. El metabolismo de los alimentos comprende una serie compleja de reacciones de oxidación lenta que producen dióxido

Figura 17.3 Hay oxidación al cocinar, respirar y quemar gasolina.

de carbono y agua. Durante la **combustión** hay una oxidación rápida. Ocurre una **combustión espontánea** cuando una sustancia comienza a arder por sí sola, sin haber sido encendida por una chispa o una flama. Muchos incendios costosos han sido consecuencia de la combustión espontánea de trapos impregnados de aceite guardados en lugares con poca circulación de aire, y de heno recién cortado y almacenado en graneros sin ventilación. Cuando una oxidación lenta libera el calor suficiente y se alcanza la **temperatura de ignición**, puede haber una combustión espontánea.

Cuando se quema un combustible hay oxidación y reducción. El gas natural, la gasolina, la madera y la hulla necesitan oxígeno para arder y liberar su energía almacenada. La quema de combustibles fósiles suministra hoy en día más del 90% de la energía que se consume en todo el mundo.

No todas las reacciones que consumen el oxígeno del aire son deseables. El oxígeno forma herrumbre con el hierro y corroe muchos metales; también favorece la descomposición de la madera y de otros materiales orgánicos. En todos estos procesos químicos, y en muchos otros, hay oxidación.

Cuando los metales se combinan con oxígeno se forman *óxidos metálicos*. Por ejemplo, el hierro se combina con el oxígeno atmosférico para formar óxido de hierro(III), Fe_2O_3, un polvo pardo rojizo que se conoce como herrumbre. (El hierro es el único metal que forma un óxido llamado herrumbre.)

$$4\ Fe + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ Fe_2O_3$$

Ciertos metales reaccionan de inmediato con el oxígeno para formar óxidos metálicos, pero los metales poco reactivos, como el cobre, el mercurio y la plata, reaccionan lentamente con él.

Casi todos los elementos no metálicos reaccionan con el oxígeno y forman *óxidos no metálicos*. Por ejemplo, el carbono, presente en la hulla, el coque y el carbón vegetal, reacciona con el oxígeno durante la combustión para formar dióxido de carbono.

$$C + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$$

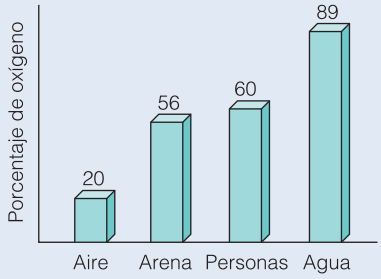
Cuando hay menos de 1 mol de O_2 por cada mol de C, parte del carbono se oxida a monóxido de carbono, CO.

$$2\ C + O_2(g) \longrightarrow 2\ CO(g)$$

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Oxígeno: un elemento indispensable

El oxígeno es el elemento más abundante en este planeta. Constituye alrededor de la mitad de la masa de la corteza terrestre, que incluye la atmósfera, la hidrosfera y la litosfera. En la atmósfera (la capa gaseosa que envuelve la Tierra), el oxígeno está presente en forma de moléculas diatómicas "libres" o "no combinadas" de O_2 gaseoso. En la hidrosfera (los océanos, mares, lagos y ríos de la Tierra), el oxígeno se encuentra combinado con hidrógeno en el agua, H_2O. El oxígeno representa el 89% de la masa del agua. En la litosfera (la parte sólida de la corteza terrestre), el oxígeno está combinado con silicio —en la arena y la arcilla— y con otros minerales. La arena es principalmente SiO_2.



El oxígeno puro se obtiene licuando aire y dejando que el nitrógeno y el argón se evaporen. (El nitrógeno hierve a −196°C, el argón a −186°C y el oxígeno a −183°C.) Anualmente se producen alrededor de 17 millones de toneladas de oxígeno (de 99.5% de pureza) en Estados Unidos. La mayor parte de este oxígeno se utiliza en la industria, en gran medida en la industria de los metales. Alrededor del 1% se comprime en tanques de acero para utilizarlo en soldadura y medicina y para muchos otros fines.

Muchos compuestos de nuestro organismo contienen oxígeno. Alrededor del 60% de nuestro peso corporal es oxígeno. Al respirar, se introduce aire en los pulmones, de donde pasa al torrente sanguíneo, que lo lleva a cada una de las células para ser utilizado en el metabolismo de las moléculas de alimento que ingerimos. Se necesita oxígeno para los procesos químicos que se llevan a cabo durante el metabolismo. Con la energía calorífica que se desprende como producto del metabolismo se mantiene la temperatura corporal. El metabolismo también suministra la energía necesaria para la actividad mental y física. Nuestra existencia misma depende del oxígeno y de la oxidación.

Se utilizan cantidades enormes de oxígeno para quemar los combustibles que ponen en órbita los cohetes y transbordadores espaciales.

Se forma dióxido de azufre cuando se quema azufre en oxígeno. En presencia de un catalizador idóneo (Pt o V_2O_5), el dióxido de azufre se oxida nuevamente con bastante rapidez para formar trióxido de azufre.

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{catalizador}} 2\ SO_3(g)$$

A temperaturas altas, como las que se alcanzan en los motores de los automóviles, el oxígeno se combina con un poco del nitrógeno gaseoso del aire, que en condiciones ordinarias es muy poco reactivo, para formar diversos óxidos de nitrógeno. Por ejemplo,

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO(g)$$

El producto de la reacción que aquí se muestra es monóxido de nitrógeno, NO (también llamado óxido nítrico).

Conexión con el aprendizaje
El papel del NO en el agotamiento del ozono se analiza en el recuadro "Radicales libres y agotamiento de la capa de ozono", en la sección 8.8.

Además de reaccionar con los elementos metálicos y no metálicos, el oxígeno también lo hace con muchos compuestos. El metano, CH_4, que es el componente principal del gas natural, arde en el aire con formación de dióxido de carbono y agua. La energía liberada se desprende en forma de calor.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + \text{Calor}$$

El sulfuro de hidrógeno, H_2S, un compuesto gaseoso con olor de huevos podridos, arde en oxígeno para formar agua y dióxido de azufre.

$$2\ H_2S(g) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(g) + 2\ SO_2(g)$$

Advierte que, cuando estos compuestos se oxidan, el oxígeno se combina con todos los tipos de átomos del compuesto.

En un principio, el término *oxidación* se restringía a las reacciones en las que hay combinación con oxígeno, pero los químicos aprendieron que la combinación con cloro (o bromo u otros no metales reactivos ▮) no era en realidad muy diferente de la reacción con oxígeno. En consecuencia, se amplió el concepto de oxidación. Se puede definir la oxidación y la reducción en términos del número de oxidación (Fig. 17.4) como sigue.

▮ Conexión con el aprendizaje
Son no metales reactivos los halógenos y otros no metales situados en el extremo superior derecho de la tabla periódica.

Hay **oxidación** cuando el número de oxidación *aumenta*.
Hay **reducción** cuando el número de oxidación *disminuye*.

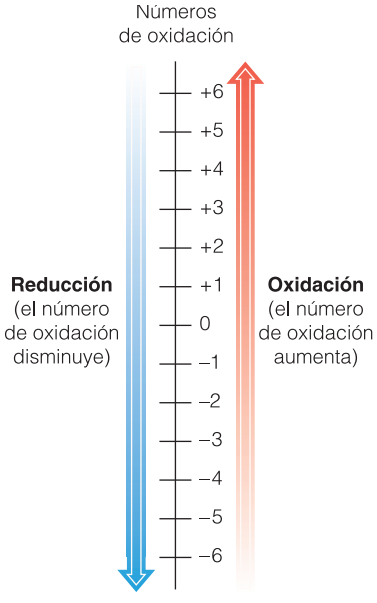


Figura 17.4 Se produce una oxidación cuando el número de oxidación aumenta. Se produce una reducción cuando el número de oxidación disminuye.

Además de examinar el cambio de número de oxidación, hay otras formas de saber cuándo ocurren procesos de oxidación (o reducción).

Más definiciones de la oxidación

1. Un *elemento* o *compuesto* se oxida si gana átomos de oxígeno. (En las reacciones descritas en esta sección, el hierro, el carbono, el azufre y el nitrógeno ganan átomos de oxígeno cuando se oxidan.)
2. Un *compuesto* se oxida si pierde átomos de hidrógeno. Cuando se hace pasar metanol, CH_3OH (también conocido como alcohol metílico), sobre una malla de cobre caliente, se produce formaldehído e hidrógeno gaseoso.

$$\underset{\text{Metanol}}{CH_3OH} \xrightarrow{Cu} \underset{\text{Formaldehído}}{CH_2O} + H_2$$

En este caso, el metano pierde átomos de hidrógeno; se ha oxidado.

3. Un *átomo* o *ion* de un elemento se oxida si pierde electrones. Cuando el magnesio metálico (número de oxidación 0) reacciona con cloro gaseoso, se forman iones magnesio y iones cloruro.

$$Mg + Cl_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ Cl^-$$

¿Por qué tantas definiciones de oxidación? Sólo por conveniencia. ¿Cuál se debe usar? La que resulte más conveniente. Con respecto a la conversión de metanol en formaldehído e hidrógeno, se podrían asignar números de oxidación y decidir que el carbono se oxida (pasa de -2 a 0, un *aumento* de 2), pero es más fácil ver que el carbono pierde átomos de hidrógeno; el carbono se oxida. Los cuatro sistemas descritos no se hallan en conflicto. Sencillamente se utiliza el sistema que sea más conveniente para establecer dónde se lleva a cabo una oxidación.

Aplicaremos las reglas de asignación de números de oxidación (Sección 17.1) para saber qué se oxida y qué se reduce en el ejemplo siguiente.

EJEMPLO 17.3 Reacciones redox

Con la adición de unas gotas de agua como catalizador, el polvo de aluminio reacciona espontáneamente con los cristales de yodo pulverizados para formar AlI_3.

(a) Escribe una ecuación balanceada de la reacción.
(b) Indica los números de oxidación del aluminio y del yodo como reactivos y como productos.
(c) ¿Qué se oxida? ¿Qué se reduce?

SOLUCIÓN

(a) La ecuación balanceada es

$$2\,Al + 3\,I_2 \xrightarrow{H_2O} 2\,AlI_3$$

(b) Los números de oxidación de los reactivos son

$$Al = 0 \quad \text{e} \quad I = 0 \quad \text{(Ambos están sin combinar)}$$

Los números de oxidación en el producto son

$$Al = +3 \quad \text{e} \quad I = -1$$

(c) El aluminio se oxida. (Sufre un aumento del número de oxidación.) El yodo se reduce. (Sufre una disminución del número de oxidación.)

EJERCICIO 17.3

El cobre metálico reacciona espontáneamente con el bromo, Br_2, con formación de $CuBr_2$.

(a) Escribe una ecuación balanceada de la reacción.
(b) Indica los números de oxidación del cobre y del bromo como reactivos y como productos.
(c) ¿Qué se oxida? ¿Qué se reduce?

17.3 Reducción y propiedades químicas del hidrógeno

El hidrógeno gaseoso arde suavemente en el aire con flama casi incolora. Si se mezcla hidrógeno gaseoso con oxígeno gaseoso a temperatura ambiente, no hay reacción, pero si una chispa enciende esta mezcla, se produce una tremenda explosión. En ambos casos, el producto de la reacción es agua.

$$2\,H_2 + O_2 \xrightarrow{\text{chispa}} 2\,H_2O$$

Si se introduce un trozo de platino metálico en un recipiente que contenga hidrógeno y oxígeno, los dos gases reaccionarán a temperatura ambiente, incluso sin una chispa. El platino actúa como catalizador: reduce la energía de activación (Sección 15.5) de la reacción. El platino se pone incandescente debido al calor desprendido por la reacción inicial, y entonces enciende la mezcla y provoca una explosión.

El hidrógeno gaseoso reacciona con diversos óxidos metálicos extrayendo el oxígeno y dejando el metal libre. Por ejemplo, cuando se hace pasar hidrógeno gaseoso sobre óxido de cobre(II) caliente, se forma cobre metálico y agua.

$$CuO + H_2(g) \longrightarrow Cu + H_2O$$

Con el óxido de plomo(II), los productos son plomo metálico y agua.

$$PbO + H_2(g) \longrightarrow Pb + H_2O$$

UNA MIRADA CERCANA

Hidrógeno: abundancia, preparación y propiedades

El hidrógeno es el elemento más abundante en el universo, pero ocupa un lugar mucho más bajo en cuanto a su abundancia en la Tierra. En términos de masa, el hidrógeno constituye sólo el 9% de la corteza terrestre, lo que lo sitúa muy abajo en la lista de los elementos abundantes. En términos de número de átomos, no obstante, el hidrógeno es muy abundante. En una muestra al azar de átomos de la corteza terrestre hay

5330 átomos de oxígeno por cada 10 000 átomos
1590 átomos de silicio por cada 10 000 átomos
1510 átomos de hidrógeno por cada 10 000 átomos

La mayor parte del hidrógeno de la Tierra se encuentra combinado con oxígeno, en el agua.

Casi todos los compuestos procedentes de los organismos vivos contienen hidrógeno. Las grasas, los almidones, los azúcares y las proteínas contienen hidrógeno combinado. Además, el petróleo y el gas natural contienen mezclas de hidrocarburos (compuestos de hidrógeno y carbono).

Debido a que el hidrógeno elemental no combinado ("libre") no se encuentra en estado natural en ninguna proporción en este planeta, es necesario obtenerlo de los compuestos que contienen hidrógeno. En el laboratorio, se puede obtener hidrógeno gaseoso de la reacción de un ácido con un metal de reactividad moderada, como el zinc.

$$Zn(s) + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2(g)$$

El hidrógeno se recoge por desplazamiento de agua; es decir, se hace burbujear el gas dentro de una botella invertida llena de agua, colocada dentro de otro recipiente más grande lleno de agua, hasta que se ha desplazado toda el agua de la botella.

En escala comercial, la mayor parte del hidrógeno se obtiene como subproducto de otros procesos. Gran parte de él proviene de las refinerías de petróleo.

El hidrógeno es un gas incoloro e inodoro, prácticamente insoluble en agua. Es la sustancia menos densa de todas; su densidad es de apenas el 7% de la densidad del aire en condiciones equivalentes. Por esta razón se usó durante un tiempo en los dirigibles para permitirles ascender en el aire. Debido a que una chispa o flama puede desencadenar una explosión o un incendio del hidrógeno, el uso de este gas representaba un gran peligro. Cuando se produjo un trágico incendio a bordo de una aeronave de lujo llamada *Hindenburg* en 1937, se dejó de utilizar el hidrógeno, al igual que las naves más ligeras que el aire. Los dirigibles modernos, no rígidos y más pequeños, utilizan helio gaseoso no reactivo, que es dos veces más denso que el hidrógeno pero mucho menos denso que el aire.

El hidrógeno es uno de los gases de flotación más eficaces, pero es muy inflamable. El trágico incendio del Hindenburg, un dirigible lleno de hidrógeno, ocurrido en 1937, originó la sustitución del hidrógeno por helio, que no es inflamable.

Ciertos metales, como el platino, Pt, el paladio, Pd, y el níquel, Ni, capturan hidrógeno en su superficie. Debido a que este hidrógeno a*d*sorbido (no a*b*sorbido) es más reactivo que el hidrógeno molecular ordinario, estos metales se emplean extensamente como catalizadores de reacciones en las que el hidrógeno gaseoso es uno de los reactivos.

En ambas reacciones, un óxido metálico pierde átomos de oxígeno y deja en libertad el metal sin combinar. Se dice que el óxido metálico se ha **reducido**; el proceso se denomina **reducción**.

Hubo una época en que oxidación significaba simplemente la combinación de un elemento con oxígeno, y reducción significaba que un metal de un compuesto se reduce a un elemento, pero hoy en día el significado de estos dos términos es más amplio. La reducción y la oxidación siempre se llevan a cabo simultáneamente, pero los cuatro cambios siguientes son característicos de la reducción.

Definiciones de la reducción

1. Hay reducción cuando el número de oxidación disminuye. (Esto es lo contrario de la oxidación, como se describió en la sección anterior.) En las ecuaciones químicas del párrafo precedente:
   a. El cobre tiene un número de oxidación de +2 en el óxido de cobre(II), pero el número de oxidación del cobre metálico es 0. En este caso, el cobre(II) se *reduce*.
   b. El plomo tiene un número de oxidación de +2 en el óxido de plomo(II), pero el número de oxidación del plomo metálico es 0. En este caso, el plomo(II) se *reduce*.
2. Un *compuesto* se reduce si pierde átomos de oxígeno. En las últimas dos reacciones de reducción de óxidos metálicos, óxido de cobre(II) y óxido de plomo(II), los óxidos perdieron átomos de oxígeno. Otro ejemplo es el de los cloratos, que desprenden oxígeno cuando se calientan.

$$2\ KClO_3 \xrightarrow{\text{calor}} 2\ KCl + 3\ O_2$$

   El clorato de potasio pierde átomos de oxígeno; por tanto, se reduce.
3. Un *compuesto* se reduce si gana átomos de hidrógeno. Por ejemplo, el alcohol metílico, CH_3OH, se produce mediante la reacción del monóxido de carbono con hidrógeno gaseoso en presencia de un catalizador apropiado.

$$CO + 2\ H_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} CH_3OH$$

   El monóxido de carbono gana átomos de hidrógeno; por tanto, se reduce.
4. Un *átomo* o *ion* de un elemento se reduce si gana electrones. Cuando se hace pasar una corriente eléctrica por una solución que contiene iones cobre(II), Cu^{2+}, se deposita cobre metálico en el electrodo llamado cátodo.

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Cu$$

Conforme los iones cobre ganan electrones, se reducen a cobre metálico. Estas definiciones de oxidación y reducción se resumen en la Fig. 17.5.

La oxidación y la reducción van de la mano: no se puede tener una sin la otra. Cuando una sustancia se oxida, otra se reduce. En la reacción

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

el número de oxidación del cobre cambia de +2 a 0; el cobre del CuO se reduce. Por otra parte, el número de oxidación del hidrógeno cambia de 0 a +1; el hidrógeno se oxida. Más aún, si una sustancia se está oxidando, la otra debe estar provocando su oxidación. En este ejemplo el óxido de cobre(II) oxida el hidrógeno, por lo que el óxido de cobre(II) es el **agente oxidante**. En el otro sentido, el hidrógeno gaseoso reduce el óxido de cobre(II), por lo que el hidrógeno gaseoso es el **agente reductor**. Entre los reactivos de toda reacción de oxidación-reducción (redox) hay un agente oxidante y un agente reductor.

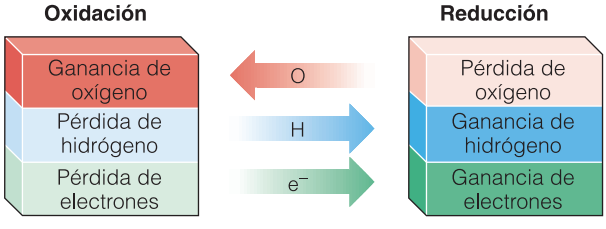
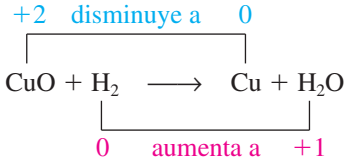


Figura 17.5 Tres definiciones de oxidación y reducción.

El *agente oxidante* contiene el elemento que se *reduce*.
El *agente reductor* contiene el elemento que se *oxida*.

En la ecuación siguiente se identifican los agentes oxidante y reductor, así como los elementos que se oxidan y se reducen.

Reducción: El cobre del CuO se reduce a Cu metálico.
El CuO es el agente oxidante.



Oxidación: Cada H del H_2 se oxida para formar H_2O.
El H_2 es el agente reductor.

Resuelve por tu cuenta el ejemplo y los ejercicios siguientes.

EJEMPLO 17.4 Agentes oxidantes y agentes reductores

Identifica los agentes oxidantes como AO y el agente reductor como AR en las reacciones siguientes.

(a) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

(b) $N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$

(c) $NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2$

(d) $Mg + Cl_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Cl^-$

SOLUCIÓN Aplica las definiciones de oxidación (Sección 17.2) y reducción (Sección 17.3) para identificar el agente oxidante (AO) y el agente reductor (AR).

(a) El carbono gana oxígeno y se oxida (definición 1 de la oxidación, sección 17.2); por tanto, debe ser el agente reductor, AR. El O_2 es el agente oxidante, AO.

(b) El N_2 gana hidrógeno y se reduce (definición 3 de la reducción, sección 17.3); por tanto, debe ser el agente oxidante, AO. El H_2 es el agente reductor, AR.

(c) El NO gana oxígeno y se oxida (definición 1 de la oxidación, sección 17.2); por tanto, debe ser el agente reductor, AR. El O_3 es el agente oxidante, AO.

(d) El Mg pierde electrones y se oxida (definición 3 de la oxidación, sección 17.2); por tanto, debe ser el agente reductor, AR. El Cl_2 gana electrones y se reduce (definición 3 de la oxidación, sección 17.2); por tanto, es el agente oxidante, AO.

EJERCICIO 17.4

Véanse los problemas 17.7-17.26.

Identifica el agente oxidante como AO y el agente reductor como AR en las reacciones

(a) $2\,Al + 3\,Br_2 \longrightarrow 2\,AlBr_3$

(b) $2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$

17.4 Algunos agentes oxidantes importantes

El oxígeno es sin duda el agente oxidante más común. Oxida rápidamente la madera que arde en nuestras fogatas y la gasolina en el motor de nuestro automóvil. Durante el enmohecimiento y la corrosión, el oxígeno se combina lentamente con metales que se obtuvieron reduciendo las menas. También se consume oxígeno en la descomposición

de los alimentos y de otros materiales orgánicos. Incluso cuando las células de nuestro cuerpo "queman" o metabolizan los alimentos que ingerimos, se consume oxígeno. Vivimos en una atmósfera oxidante. Corta una manzana y observa cómo poco a poco se pone parda. Algunas de las reacciones que intervienen en este fenómeno se deben a una oxidación provocada por el aire. Afortunadamente, el oxígeno gaseoso es un agente oxidante *suave*. Un trozo de madera o incluso un recipiente de gasolina puede estar expuesto al aire sin estallar en llamas en tanto no lo encendamos.

Es frecuente el uso del oxígeno como agente oxidante en la industria y en el laboratorio. Por ejemplo, el acetileno, que se utiliza en los sopletes para cortar y soldar metales, se prepara por oxidación *parcial* del metano.

$$\underset{\text{Metano}}{4\,CH_4} + 3\,O_2 \longrightarrow \underset{\text{Acetileno}}{2\,C_2H_2} + 6\,H_2O$$

Si el metano se oxidara (se quemara) totalmente, la reacción produciría dióxido de carbono y agua. En muchos procesos industriales y de laboratorio suele ser más conveniente emplear otros agentes oxidantes, como permanganato de potasio, $KMnO_4$, o dicromato de sodio, $Na_2Cr_2O_7$, en vez de oxígeno gaseoso.

El permanganato de potasio es un sólido cristalino negro y brillante que se disuelve en agua para formar soluciones de color púrpura intenso. Este color púrpura desaparece cuando el permanganato se reduce. (Recuerda que si el permanganato es un agente oxidante, entonces debe reducirse.) El permanganato se emplea a menudo para determinar la cantidad de sustancias oxidables presentes en una muestra. Por ejemplo, el permanganato de potasio permite determinar la cantidad de ion hierro(II) presente en una muestra. Cuando se agrega poco a poco una solución púrpura de permanganato a una muestra que contiene iones hierro(II), el color púrpura desaparece conforme el permanganato se reduce (Fig. 17.2). Una vez que se ha oxidado todo el hierro(II), el exceso de permanganato púrpura es visible de inmediato.

Conexión con el aprendizaje
Recuerda que el agente oxidante contiene el elemento que se reduce.

Durante la determinación de la cantidad de Fe^{2+} presente en una muestra, se agrega gota a gota una solución de permanganato de concentración conocida a la solución que contiene los iones hierro(II) hasta que la coloración púrpura del permanganato deja de desaparecer. En este punto, el punto de *equivalencia*, las cantidades de iones Fe^{2+} y MnO_4^- presentes corresponden a las proporciones indicadas por la ecuación iónica neta.

$$\underset{\substack{\text{Ion permanganato}\\(\text{púrpura})}}{MnO_4^-} + 5\,Fe^{2+} + 8\,H^+ \longrightarrow \underset{\substack{\text{Ion manganeso(II)}\\(\text{incoloro})}}{Mn^{2+}} + 5\,Fe^{3+} + 4\,H_20$$

Con las soluciones de permanganato también se oxida el ácido oxálico (un compuesto tóxico presente en el ruibarbo), el dióxido de azufre, SO_2, y muchos otros compuestos.

El dicromato de sodio, que es un agente oxidante fuerte, permite oxidar los alcoholes a compuestos llamados aldehídos o cetonas. La ecuación de la oxidación del alcohol etílico (presente en las bebidas alcohólicas) a acetaldehído es la siguiente.

$$8\,H^+ + \underset{\substack{\text{Ion dicromato}\\(\text{rojo-anaranjado})}}{Cr_2O_7^{2-}} + 3\,C_2H_5OH \longrightarrow \underset{\substack{\text{Ion cromo(III)}\\(\text{verde})}}{2\,Cr^{3+}} + 3\,C_2H_4O + 7\,H_2O$$

Ciertas pruebas de embriaguez, como el analizador del aliento, que se emplea para saber si un conductor está bajo la influencia del alcohol, se basan en un cambio de color que se produce durante un proceso de oxidación-reducción.

Figura 17.6 (a) Cuando se agregan iones permanganato, MnO_4^-, de color púrpura a una solución ácida de iones hierro(II), Fe^{2+}, en un vaso, el color púrpura desaparece (b) conforme los iones MnO_4^- se reducen a iones Mn^{2+}.

(a)

(b)

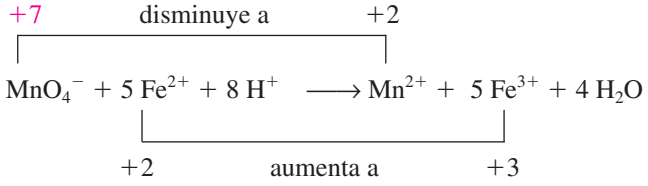
EJEMPLO 17.5 Qué se oxida y qué se reduce

¿Cuál es el número de oxidación del manganeso en el ion MnO_4^-, y del cromo en el ion $Cr_2O_7^{2-}$? En las dos reacciones anteriores, ¿qué se oxida? ¿Qué se reduce? ¿Cuáles son los agentes oxidantes? ¿Cuáles son los agentes reductores?

SOLUCIÓN

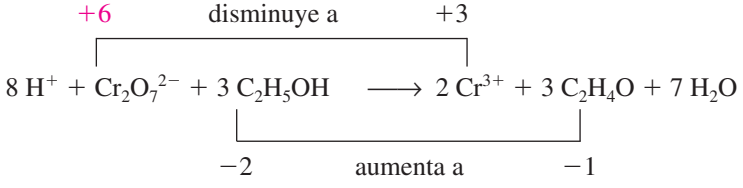
- **PASO 1** Determina el número de oxidación de todos los elementos cuya carga cambia al pasar de reactivo a producto. Muestra los números de oxidación sobre líneas que enlacen las especies que se oxidan y se reducen.
- **PASO 2** Identifica los elementos que se oxidan (aumenta su número de oxidación) y los que se reducen (disminuye su número de oxidación).
- **PASO 3** Identifica los agentes oxidantes y los agentes reductores.

Reducción: El Mn se reduce; el MnO_4^- es el agente oxidante.



Oxidación: El Fe se oxida; el Fe^{2+} es el agente reductor.

Reducción: El Cr se reduce; el $Cr_2O_7^{2-}$ es el agente oxidante.



Oxidación: El C se oxida; el C_2H_5OH es el agente reductor.

EJERCICIO 17.5

(a) Con respecto a la reacción que sigue, indica el elemento que se reduce, el nombre del agente oxidante, el elemento que se oxida y el nombre del agente reductor.

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\,I^- + 14\,H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,I_2 + 7\,H_2O$$

(b) Con respecto a la reacción que sigue, indica el elemento que se reduce, el nombre del agente oxidante, el elemento que se oxida y el nombre del agente reductor.

$$MnO_4^- + 5\,Fe^{2+} + 8\,H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5\,Fe^{3+} + 4\,H_2O$$

Los halógenos son agentes oxidantes importantes. Por ejemplo, el cloro, Cl_2, oxida el magnesio metálico y forma iones magnesio.

$$Mg + Cl_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Cl^-$$

Al mismo tiempo, el cloro se reduce a iones cloruro, Cl^-, y el número de oxidación del cloro se reduce de 0 (en el Cl_2) a -1 (en el Cl^-).

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Peróxido de hidrógeno: un agente oxidante en el hogar y la industria

El peróxido de hidrógeno es un importante agente oxidante que se utiliza en el hogar y en la industria. Durante las reacciones se reduce a productos que no dañan el ambiente. Es frecuente el uso de soluciones acuosas de peróxido de hidrógeno al 3% como antiséptico local en cortaduras y heridas leves, y también como blanqueador. Los productos comerciales para decolorar el cabello también contienen peróxido de hidrógeno.

El peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno gaseoso. El platino metálico, el dióxido de manganeso, MnO_2, los iones yoduro, I^-, y ciertas enzimas catalizan esta reacción de descomposición.

$$2\ H_2O_2\ (ac) \xrightarrow{\text{catalizador}} 2\ H_2O + O_2(g)$$

Cuando se utiliza H_2O_2 para limpiar una herida, se observa que se forma espuma debido a su descomposición, que es muy vigorosa en virtud del efecto catalítico de una enzima de la sangre.

La industria produce cada año cientos de miles de toneladas de peróxido de hidrógeno, el cual se utiliza para blanquear pulpa de papel, productos textiles, harina, cuero y pelo. También se emplea en los sistemas municipales de tratamiento de agua y en la fabricación de productos químicos que se utilizan en polímeros, medicamentos y otros productos.

El peróxido de hidrógeno puro es un líquido inestable cuya densidad es de 1.47 g/cm^3 a 0°C. La descomposición del peróxido de hidrógeno se aprovecha para suministrar oxígeno a ciertas aeronaves y en el control de la posición de los vehículos espaciales. La estabilidad de las soluciones de peróxido de hidrógeno varía con la concentración. En la tabla adjunta se indican las concentraciones de peróxido de hidrógeno que se emplean con diversos fines.

Usos de las soluciones de peróxido de hidrógeno de diversas concentraciones

Concentración de H_2O_2	Usos
3%	Antiséptico
6%	Decolorante del cabello
30%	Agente oxidante en el laboratorio y la industria
85% o más	Agente oxidante fuerte; oxidantes de combustible para cohetes

La etapa superior del cohete Saturno que se utiliza para lanzar este Apolo 17 y otras cargas útiles utiliza peróxido de hidrógeno.

El avión F-104 utiliza como combustible queroseno y peróxido de hidrógeno. La etapa superior del cohete Saturno emplea H_2O_2. El peróxido de hidrógeno se usó también para impulsar el lanzamiento de los cohetes alemanes V-1 de la Segunda Guerra Mundial, conocidos como bombas voladoras.

El ácido nítrico, HNO_3, es otro agente oxidante importante. El cobre está debajo del hidrógeno en la serie de actividad (Sección 10.8) y no desplaza al hidrógeno de los ácidos, pero el cobre metálico sí reacciona con el ácido nítrico porque se oxida a iones cobre(II), Cu^{2+}. La reacción con el ácido nítrico concentrado es

$$Cu + 4\ HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2(g) + 2\ H_2O$$ ▮

▮ Véase la fotografía que da inicio a este capítulo.

Al mismo tiempo que el cobre se oxida, la mitad de los iones nitrato se reducen a NO_2 gaseoso. La otra mitad de los iones nitrato permanece sin cambio.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Antisépticos y desinfectantes

Muchos antisépticos comunes (compuestos que se aplican a los tejidos vivos para impedir el crecimiento de microorganismos) son agentes oxidantes suaves. Una solución acuosa de peróxido de hidrógeno al 3% sirve como antiséptico local para tratar cortaduras y raspones leves.

El peróxido de benzoílo, $(C_6H_5CO)_2O_2$, es un poderoso agente oxidante que se emplea, en concentraciones del 5% y del 10%, en ungüentos para el tratamiento del acné. Se piensa que favorece el cáncer de la piel cuando se utiliza en zonas expuestas a la luz solar, por lo cual no se recomienda su uso.

Las soluciones de yodo o los compuestos que proporcionan yodo (como el "Betadine") se usan frecuentemente como antisépticos. En cirugía, el área alrededor de la incisión se desinfecta con una solución que contiene yodo. Las soluciones de yodo decoloran la piel, así que es fácil detectar si no se desinfectó alguna parte.

El hipoclorito de sodio, NaClO, disponible en soluciones acuosas como blanqueador de lavandería ("Purex", "Clorox" y productos similares), también se emplea como desinfectante y desodorizante. El hipoclorito de calcio, $Ca(ClO)_2$, es un ingrediente del polvo para blanquear y se utiliza como desinfectante de ropa (de vestir y de cama) en los hospitales. El cloro elemental, Cl_2, se emplea en las instalaciones de tratamiento de aguas para matar los microorganismos patógenos (causantes de enfermedades) del agua potable y para tratar las aguas residuales antes de verterlas en un arroyo o lago.

Los procesos de tratamiento con cloro han resultado muy eficaces para impedir la propagación de enfermedades infecciosas como la fiebre tifoidea. El uso del cloro en esta forma fue objeto de crítica en 1974, cuando se demostró que el cloro reacciona con los compuestos orgánicos (provenientes de los residuos industriales) y forma compuestos clorados tóxicos que permanecen en el agua. Otra opción es el uso de dióxido de cloro, ClO_2, que también se utiliza para limpiar superficies contaminadas con ántrax.

El ozono, O_3, es 15 veces más potente que el cloro como desinfectante del agua potable. Varias ciudades, entre ellas Milwaukee, WI, París y Moscú, utilizan hoy en día el ozono para tratar su agua potable. El ozono es más costoso que el cloro, pero se necesita en menor cantidad. Una ventaja adicional es que el ozono destruye virus y bacterias sobre los que el cloro tiene poco o ningún efecto. Pruebas efectuadas en Rusia han demostrado que el ozono es cien veces más eficaz para matar el virus de la poliomielitis. Se ha visto que los sistemas de lavandería de hospital que cuentan con equipo para generar ozono localmente resultan económicos.

El ozono no imparte un "sabor químico" al agua, y su acción consiste en oxidar el contaminante. Una desventaja, sin embargo, es que su acción disminuye rápidamente porque el ozono se descompone con facilidad durante su transporte por las tuberías de agua.

El producto "Betadine", que contiene yodo, es un antiséptico y desinfectante local que se utiliza en los hospitales para lavar el tejido cutáneo antes de una cirugía.

17.5 Algunos agentes reductores importantes

No hay un agente reductor que destaque como lo hace el oxígeno entre los agentes oxidantes. El hidrógeno gaseoso reduce muchos compuestos, pero es relativamente costoso. El carbono elemental en forma de coque (obtenido expulsando el material volátil de la hulla) es mucho más económico y se utiliza frecuentemente como agente reductor para liberar los metales de sus menas. Por ejemplo, el estaño se obtiene por reducción del óxido de estaño(IV), con carbono como agente reductor.

$$SnO_2 + C \longrightarrow Sn + CO_2$$

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Oscurecimiento de la plata

¿Alguna vez has observado que un objeto de plata, que inicialmente tenía su característico brillo, al paso del tiempo se ve ennegrecido? Esta reacción es muy común. Es consecuencia de la formación de una capa de sulfuro de plata (Ag_2S) en el objeto, la cual ocurre cuando los átomos de plata entran en contacto con el sulfuro de hidrógeno (H_2S) del aire (éste es un gas que se produce durante la digestión de mamíferos y de otros organismos y es fácilmente identificable por su olor fétido).
La media reacción de oxidación es:

$$4Ag^{o} + 2H_2S \rightarrow 4Ag^{+} + 4H^{+} + 2S^{2-} + 4e^{-}$$

Los iones plata y los iones sulfuro se combinan para formar al negruzco sulfuro de plata; simultáneamente los iones hidrógeno y electrones se combinan con el oxígeno de la atmósfera para formar agua. La media reacción de reducción es:

$$4H^{+} + 4e^{-} + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

La ecuación balanceada del oscurecimiento de la plata, al combinar las dos medias reacciones es:

$$4Ag^{o} + 2H_2S + O_2 \rightarrow 4Ag_2S + 2H_2O$$

A partir de estas ecuaciones, podemos ver que la plata pierde electrones y el oxígeno los gana.

Para restablecer la plata a su estado elemental, es necesario regresarle los electrones que ha perdido. El oxígeno nunca podrá devolverle los electrones a la plata, pero un apropiado agente reductor, como el aluminio, lo hará. Para ello, se prepara una disolución diluida de bicarbonato de sodio en un recipiente de aluminio y se sumerge el objeto de plata oscurecido; al hacerlo, ocurre la siguiente reacción.

$$2Al(s) + 3Ag_2S(s) + 6H_2O(l) \rightarrow 6Ag^{o}(s) + 2Al(OH)_3(ac) + 3H_2S(g)$$

Los iones plata aceptan los electrones del aluminio y, por tanto, son reducidos a brillantes átomos de plata. En tanto, los iones sulfuro quedan libres para formar nuevamente el gas sulfuro de hidrógeno (H_2S), el cual se regresa al ambiente.

Es importante mencionar que en tal reacción el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) sirve como solución iónica conductiva o electrólito, que permite a los electrones pasar de los átomos de aluminio a los átomos de plata.

De esta manera, puedes aprovechar tus conocimientos sobre reacciones redox para explicar algunos métodos por los que se limpian artículos de plata. Además, puedes ponerlo en práctica, pues por lo general en casa tenemos papel aluminio o una olla de aluminio, así como bicarbonato de sodio (que suele tener muchos usos en el hogar).

La plata tiene un característico brillo, pero puede ennegrecerse debido a la formación de una capa de sulfuro de plata.

Se puede utilizar hidrógeno para la producción de metales costosos como el tungsteno, W. Primero se convierte la mena en un óxido, WO_3, el cual se reduce en una corriente de hidrógeno gaseoso a 1200°C.

$$WO_3 + 3\,H_2 \longrightarrow W + 3\,H_2O$$

El monóxido de carbono es uno de los agentes reductores que se emplean en la industria metalúrgica para reducir las menas de óxidos metálicos a metales libres, como en el caso del hierro y del cobre.

$$FeO + CO(g) \longrightarrow Fe + CO_2(g)$$

$$CuO + CO(g) \longrightarrow Cu + CO_2(g)$$

Estas reacciones se llevan a cabo a temperaturas elevadas.

Conexión con el aprendizaje
Recuerda que el agente reductor contiene el elemento que se oxida.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Fotografía: reducción de la plata

Los agentes reductores son indispensables en los procesos de revelado fotográfico. La película fotográfica tiene un recubrimiento sensible a la luz, llamado emulsión fotográfica, que contiene un halogenuro de plata, como el bromuro de plata, AgBr, suspendido en gelatina y aplicado a un soporte de plástico. Cuando se expone a la luz, ésta activa una pequeña fracción del AgBr en proporción con la intensidad de la luz.

Durante el proceso de *revelado* de la película, el bromuro de plata activado reacciona (en una reacción de oxidación-reducción) con el *revelador*, que es un agente reductor como el compuesto orgánico hidroquinona, por ejemplo, para formar plata metálica negra.

$$C_6H_4(OH)_2 + 2\,Ag^+ \longrightarrow C_6H_4O_2 + 2\,Ag(s) + 2\,H^+$$

Hidroquinona — Plata metálica

El revelador sólo reduce los iones plata expuestos a la luz.

En el paso siguiente, llamado *fijado*, se trata la película con "hiposulfito", que es una solución de tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$. Esta solución disuelve y elimina por lavado el bromuro de plata no expuesto. En esta etapa, el hiposulfito forma un complejo soluble con el bromuro de plata insoluble no expuesto. (Si no se eliminaran de esta forma los cristales de AgBr no expuesto, la luz los reduciría poco a poco y el *negativo* se tornaría negro.)

Después del lavado, el negativo queda con más cantidad de plata metálica en las áreas expuestas a una mayor intensidad de luz, y las regiones del negativo que no se expusieron a la luz quedan transparentes. La impresión *positiva* se prepara después irradiando con luz papel fotográfico sensible a través del negativo.

(a)

(b)

Negativo fotográfico (a) y una impresión positiva (b).

EJEMPLO 17.6 **Reducción y agentes reductores**

Con respecto a la reducción del FeO a hierro con monóxido de carbono,

$$FeO + CO(g) \longrightarrow Fe + CO_2(g)$$

indica los estados de oxidación del hierro en el FeO y en el Fe metálico, y del carbono en el CO y en el CO_2. Identifica los elementos que se oxidan y los que se reducen. Asimismo, señala el agente oxidante y el agente reductor.

SOLUCIÓN

Reducción: El hierro (del FeO) se reduce; el FeO es el agente oxidante.

Estados de oxidación: +2 disminuye a 0

$$FeO + CO(g) \longrightarrow Fe + CO_2(g)$$

Estados de oxidación: +2 aumenta a +4

Oxidación: El carbono se oxida; el CO es el agente reductor.

EJERCICIO 17.6

Véanse los problemas 17.27 y 17.28.

(a) Menciona los nombres de tres agentes reductores descritos en esta sección, junto con el producto que cada uno forma cuando se oxida.

(b) Con respecto a la reacción siguiente, identifica los elementos que se oxidan y que se reducen. Asimismo, señala el agente oxidante y el agente reductor.

$$CuO + CO(g) \longrightarrow Cu + CO_2(g)$$

17.6 Medias reacciones de oxidación y reducción

En toda reacción redox hay una especie que se reduce. Se puede escribir lo que se conoce como una ecuación de la **media reacción de reducción** para representar esta parte de la reacción. De modo análogo, se puede escribir una ecuación individual de la **media reacción de oxidación** para la especie que sufre oxidación. Un método excelente de balancear las ecuaciones de reacciones redox se basa en el uso de estas ecuaciones de las medias reacciones. Se deben seguir los pasos que se describen a continuación para balancear las ecuaciones de reacciones redox que se llevan a cabo en solución ácida.

Los pasos adicionales necesarios para balancear las ecuaciones de reacciones redox en solución básica (alcalina) no se incluyen en este libro.

Cómo balancear ecuaciones redox

Utilicemos ecuaciones de las medias reacciones para balancear la ecuación de la reacción redox del MnO_4^- con Fe^{2+} que produce Mn^{2+} y Fe^{3+}.

Reflexiona detenidamente paso a paso

1. Escribe dos ecuaciones individuales, una sólo con las sustancias que participan en la reducción, y otra con las sustancias que intervienen en la oxidación. (Una vez balanceadas, éstas reciben el nombre de *ecuaciones de la media reacción correspondiente*.)

$$MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+}$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$$

2. Balancea cada tipo de átomo distinto de H y O por medio de coeficientes. (Ya están balanceados en estas ecuaciones.)

3. Balancea los átomos de O con H_2O.

$$MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$
$$Mn^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$$

4. Balancea los átomos de H con iones H^+.

$$8\ H^+ + MnO^{4-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$$

5. Utiliza los electrones que sean necesarios para obtener una carga balanceada (no necesariamente neutra). La media reacción de reducción muestra una ganancia de electrones. La media reacción de oxidación muestra una pérdida de electrones.

$$5\ e^- + 8\ H^+ + MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$$

6. Multiplica las medias reacciones por el conjunto más simple de números enteros (1 y 5 en este caso) que iguale los electrones ganados a los electrones perdidos. A continuación, suma las medias reacciones.

Conexión con el aprendizaje
Los 5 electrones que se ganan durante la reducción deben estar balanceados por una pérdida de 5 electrones en la media reacción de oxidación.

$$5\ e^- + 8\ H^+ + MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$
$$5\ Fe^{2+} \longrightarrow 5\ Fe^{3+} + 5\ e^-$$
$$5\ e^- + MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_20 + 5\ e^-$$

7. Cancela los electrones y las cantidades iguales de las sustancias que aparezcan en ambos lados de la ecuación. La ecuación balanceada es

$$MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$$

Comprueba que todos los átomos y cargas estén balanceados y que todas las sustancias estén en las proporciones de enteros más sencillas.

En el ejemplo que sigue se aplica el método de ecuaciones para las medias reacciones para balancear ecuaciones redox.

EJEMPLO 17.7 Medias reacciones redox

Cuando se agrega una solución que contiene iones hierro(II) a una solución de dicromato de color naranja, aparece un color verde que indica la formación de iones cromo(III). También se detectó la presencia de iones hierro(III) en la solución final. Escribe una ecuación balanceada que represente esta reacción en solución ácida.

$$Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \longrightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+}\ (\textit{sin balancear})$$

SOLUCIÓN

■ **PASO 1** Escribe las medias reacciones.

$$Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+}$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$$

■ **PASO 2** Balancea los átomos de Cr.

$$Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2\ Cr^{3+}$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$$

■ **PASO 3** Balancea los átomos de O con 7 H_2O.

$$Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$$

■ **PASO 4** Balancea los átomos de H con 14 H^+.

$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$$

■ **PASO 5** Balancea las cargas eléctricas con 6 e^- y 1 e^-.

$$6\ e^- + 14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$
$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$$

■ **PASO 6** Multiplica la segunda ecuación por 6 y suma las medias reacciones.

$$6\ e^- + 14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$
$$6\ Fe^{2+} \longrightarrow 6\ Fe^{3+} + 6\ e^-$$
$$6\ e^-\ 14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ Fe^{2+} \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O + 6\ e^-$$

■ **PASO 7** Cancela los electrones para obtener la ecuación balanceada más sencilla.

$$14\ H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6\ Fe^{2+} \longrightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O$$

Comprueba que todos los átomos y cargas estén balanceados y que todas las sustancias estén en las proporciones de enteros más simples.

EJERCICIO 17.7

Cuando los iones de permanganato reaccionan con gas SO_2 se forman iones Mn^{2+}.

(a) Escribe una ecuación balanceada que represente esta reacción en solución ácida.

$$MnO_4^- + SO_2(g) \longrightarrow Mn^{2+} + SO_4^{2-}\ (\textit{sin balancear})$$

(b) Indica qué elementos se oxidan y cuáles se reducen en la reacción del inciso (a). Señala además el agente oxidante y el agente reductor.

Véanse los problemas 17.29-17.34.

17.7 Celdas electrolíticas

Si se funde cloruro de sodio y se hace pasar una corriente directa, no una corriente alterna doméstica, por la sal fundida, se produce una reacción química observable. Se forma cloro gaseoso, de color verde amarillento, en uno de los electrodos, y en el otro se forma sodio metálico plateado. El material fundido caliente vaporiza rápidamente el sodio que se ha formado. Durante esta reacción la corriente eléctrica descompone el cloruro de sodio fundido en sodio y cloro elementales.

$$2\ NaCl + \text{Energía} \longrightarrow 2\ Na + Cl_2(g)$$

La reacción de descomposición que se lleva a cabo cuando se hace pasar una corriente directa por un compuesto o una solución iónica recibe el nombre de reacción de **electrólisis** (Fig. 17.7).

Conexión con el aprendizaje
Michael Faraday fue el primero en emplear el término *electrólisis*.

En forma cristalina el cloruro de sodio no conduce la electricidad. Los iones ocupan posiciones relativamente fijas en la red y no se mueven mucho, ni siquiera cuando se aplica un potencial eléctrico (un voltaje). Sin embargo, cuando la sal está fundida sus iones se desplazan libremente. Cuando se aplica al material fundido una corriente directa procedente de una batería o de una celda individual por medio de un par de electrodos, el cátodo rico en electrones atrae los iones sodio (Fig. 17.8), y cada uno de estos iones que captura un electrón se reduce a un átomo de sodio.

Conexión con el aprendizaje
Batería: grupo de dos o más celdas conectadas unas con otras para suministrar una corriente eléctrica.

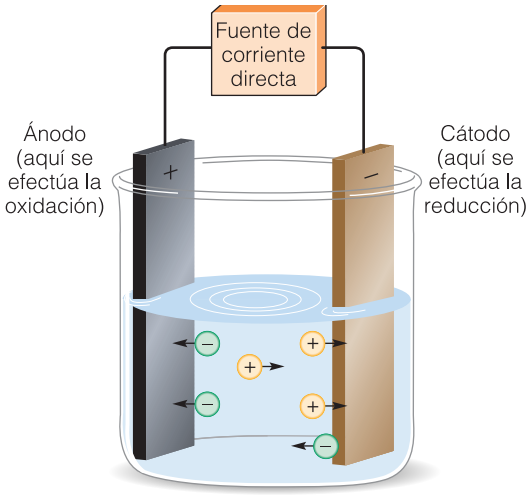


Figura 17.7 Electrólisis. Cuando se hace pasar una corriente eléctrica por un electrólito, los iones positivos se desplazan hacia el cátodo, y los iones negativos, hacia el ánodo. La reducción se lleva a cabo en el cátodo, y la oxidación, en el ánodo.

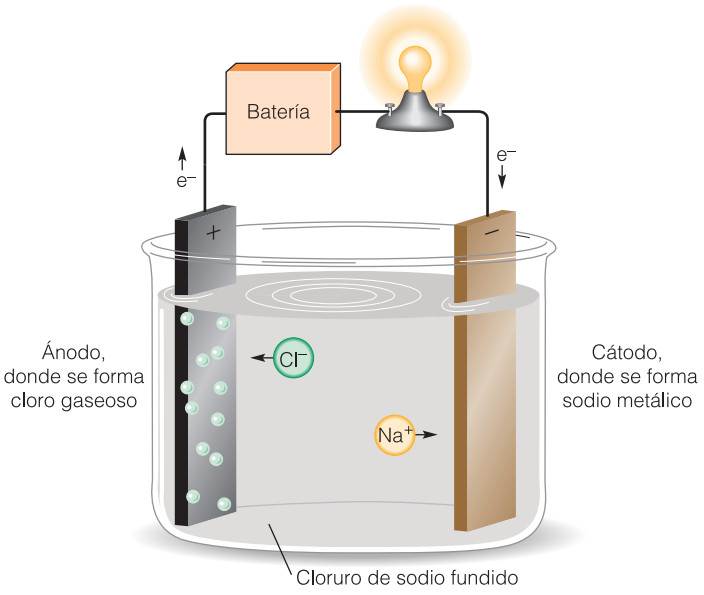


Figura 17.8 Electrólisis de cloruro de sodio fundido.

$$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$$

Reducción: los iones sodio se reducen a átomos de sodio.

Recuerda que hay reducción siempre que se presenta una *ganancia* de electrones. Por definición,

La *reducción* se lleva a cabo en el electrodo conocido como **cátodo**.

Oxidación: los iones cloruro se oxidan a átomos de cloro.

Los iones cloruro emigran al ánodo deficiente en electrones, donde ceden electrones y se oxidan a cloro elemental, el cual forma moléculas diatómicas.

$$2\ Cl^- \longrightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$

Conexión con el mundo real
Se utilizan procesos electrolíticos en la producción de Al, Li, K, Na y Mg, y también en la refinación de Cu.

Recuerda que hay oxidación siempre que se presenta una *pérdida* de electrones. Por definición,

La *oxidación* se lleva a cabo en el electrodo conocido como **ánodo**.

Conexión con el mundo real
Los estadounidenses desechan 100 millones de latas al día. Estas latas son principalmente de acero; una tonelada métrica de latas tiene alrededor de 380 g de estaño. A fin de recuperar el estaño, unos ingenieros de la Universidad de Connecticut idearon un proceso electroquímico que es en esencia el inverso de la galvanoplastia, por el cual el estaño se deposita en un cátodo. El acero residual se moldea en barras de 57 kg y se envía a las acerías. El estaño se emplea de nuevo en la fabricación de latas o para otros usos.

Los electrones capturados en el ánodo se desplazan por influencia de la batería hacia el cátodo, donde se transfieren a los iones sodio, los cuales se reducen a sodio metálico.

En todo proceso electrolítico intervienen reacciones redox. En la electrólisis de NaCl que se ha descrito aquí, el número de oxidación del cloro pasa de -1 a 0 en el ánodo, y en el cátodo, el número oxidación del sodio se reduce de $+1$ a 0.

Se utilizan procesos electrolíticos en la producción y purificación (refinación) de varios metales. La electrólisis se emplea además para recubrir un metal con otro por un procedimiento que se conoce como **galvanoplastia**. Por lo regular el objeto que se va a someter a galvanoplastia, por ejemplo, un tenedor, una cuchara o un objeto de joyería, se moldea de un metal más económico y luego se recubre con una capa de un metal más atractivo y más resistente a la corrosión, como oro o plata. El costo del producto terminado es mucho menor que el de un producto hecho por completo de plata u oro. En la Fig. 17.9 se muestra una celda para galvanoplastia con plata. El ánodo es un trozo de plata, y la cuchara u otro objeto por recubrir electrolíticamente actúa como ánodo.

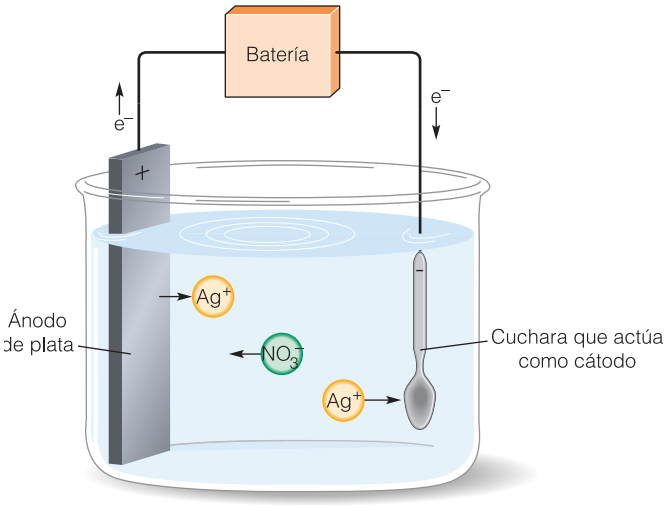


Figura 17.9 Celda electrolítica para la galvanoplastia de plata.

El electrólito es una solución de nitrato de plata. Cuando se hace pasar la corriente directa, los iones plata, Ag^+, son atraídos hacia el cátodo (la cuchara), donde capturan electrones y se depositan en forma de átomos de plata.

Reacción en el cátodo: $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$ (La plata se deposita)

En el ánodo se quitan electrones a la barra de plata metálica. Algunos de los átomos de plata pierden electrones y se oxidan a iones plata.

Reacción en el ánodo: $Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-$ (Se forman iones plata)

El proceso neto consiste en una transferencia de plata de la barra a la cuchara. El espesor del depósito se regula midiendo con exactitud el flujo de corriente y el tiempo necesario para el proceso de galvanoplastia.

EJEMPLO 17.8 Electrólisis y galvanoplastia

A fin de proteger el acero, los clavos y otros objetos contra la herrumbre, con frecuencia se les somete a un galvanizado; es decir, se recubren electrolíticamente con una capa de zinc en una celda similar a la que se muestra en la Fig. 17.9. Ahora, considera un cubo metálico que se va a galvanizar.

(a) ¿Se debe usar una barra de zinc metálico como ánodo, o como cátodo?
(b) ¿Se debe colocar el cubo en el ánodo, o en el cátodo?
(c) Escribe una ecuación de la reacción anódica. ¿Qué ocurre en el ánodo?
(d) Escribe una ecuación de la reacción catódica. ¿Qué ocurre en el cátodo?

SOLUCIÓN

(a) La barra de zinc debe ser el ánodo. El zinc se oxida y forma iones Zn^{2+}.
(b) El cubo se debe colocar en el cátodo, donde los iones Zn^{2+} se reducen a Zn metálico, el cual se deposita en forma de capa sobre el cubo.
(c) La reacción anódica (oxidación) es $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$. En el ánodo, algunos de los átomos de zinc pierden electrones y se convierten en iones zinc.
(d) La reacción catódica (reducción) es $Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$. En el cátodo, el cubo metálico se recubre de una capa de zinc.

EJERCICIO 17.8

Se va a dorar (recubrir electrolíticamente con oro) un brazalete.

(a) ¿A cuál electrodo se debe fijar el brazalete? Cuando se depositan átomos de oro sobre el brazalete, ¿se trata de una oxidación o de una reducción?

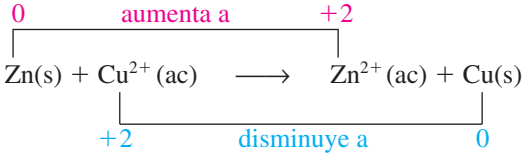
(b) ¿A cuál electrodo se debe fijar el oro metálico puro? ¿Qué le ocurre a la muestra de oro metálico puro?

17.8 Celdas voltaicas

La electricidad puede provocar cambios químicos (Sección 17.7), pero un cambio químico también puede producir electricidad. Eso es lo que hacen las baterías y las celdas eléctricas individuales. Todo sistema que genere una corriente eléctrica a partir de una reacción química, o que utilice una corriente eléctrica para producir una reacción química, recibe el nombre de **celda electroquímica**. Una celda electroquímica que emplea electricidad para impulsar una reacción química es una **celda electrolítica**. Una celda electroquímica que se vale de una reacción química espontánea para generar una corriente eléctrica se llama **celda voltaica** (en honor de Alessandro Volta) o **celda galvánica** (en honor de Luigi Galvani).

Alessandro Volta (1745-1827) inventó la batería. Luigi Galvani (1737-1798) descubrió que la electricidad hace que los músculos se contraigan.

Si se coloca una tira de Zn metálico en una solución de sulfato de cobre(II), el Zn metálico se recubre de Cu metálico. Es de esperar que esta reacción ocurra espontáneamente porque el zinc es más reactivo que al cobre. (El zinc está por encima del cobre en la serie de actividad de los metales que se estudió en la sección 10.8.) Se trata de una reacción redox espontánea; los iones cobre(II), Cu^{2+}, oxidan el Zn metálico a iones Zn^{2+}.



La reacción es espontánea, pero no basta con colocar una tira de zinc metálico en una solución de sulfato de cobre(II) para producir una corriente eléctrica útil. Sin embargo, si la reacción se lleva a cabo en una *celda electroquímica* como la que se muestra en la Fig. 17.10 (o 17.11), entonces fluye una corriente eléctrica por el alambre que conecta las dos tiras metálicas. Esto constituye una celda o pila voltaica (galvánica).

Una celda voltaica se construye a partir de dos **medias celdas**. En una de las medias celdas se lleva a cabo la oxidación, y la reducción tiene lugar en la otra media celda.

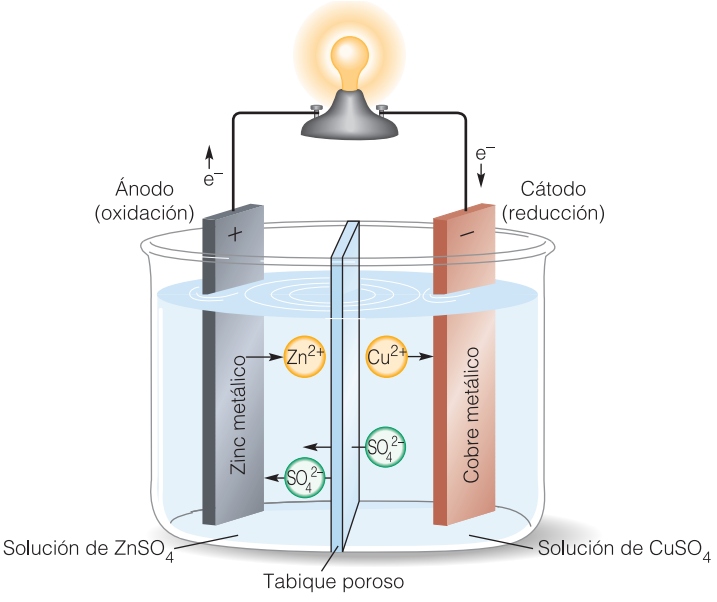


Figura 17.10 Celda electroquímica sencilla. Una batería puede tener dos o más de estas celdas. En esta celda las dos medias celdas están separadas por un tabique poroso. Diversas variantes de esta celda de Zn/Cu, llamadas celdas de Daniell, se usaban para suministrar energía a los retransmisores telegráficos hace más de 100 años.

En esta celda voltaica, una media celda tiene una tira de zinc metálico inmersa en una solución de sulfato de zinc. La otra media celda tiene una tira de cobre metálico sumergida en una solución de sulfato de cobre(II). Es necesario que el par de medias celdas esté conectado de dos formas: (1) las dos tiras metálicas deben estar conectadas por un conductor que permite que la corriente fluya a través de una bombilla eléctrica, un voltímetro u otro dispositivo eléctrico; (2) las dos soluciones deben estar conectadas de modo que se retarde el proceso de mezclado de los iones metálicos en solución, y al mismo tiempo se permita el paso de los aniones (los iones sulfato). Las soluciones se conectan ya sea mediante una placa porosa (un tabique poroso) colocado entre las dos soluciones (Fig. 17.10) o por medio de un *puente salino* (Fig. 17.11).

Un **puente salino** (Fig. 17.11) es un tubo lleno de una solución acuosa o gel que contiene un electrólito fuerte. El tubo, provisto de tapones porosos en ambos extremos, retarda el mezclado de las soluciones de las medias celdas. El anión (por lo común NO_3^-, Cl^- o SO_4^{2-}) que está presente en las dos medias celdas es el mismo que se emplea en el puente salino.

En la media celda con Zn metálico y solución de $ZnSO_4$ los átomos de Zn pierden electrones y se oxidan a iones zinc, Zn^{2+}. La reacción anódica (oxidación) es

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

Los dos electrones que se quedan en la tira de zinc fluyen por el alambre conductor hasta la tira de cobre metálico, donde los iones Cu^{2+} se reducen a átomos de Cu metálico en la segunda media celda. La reacción catódica (reducción) es

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$$

Sumando las dos reacciones de media celda se obtiene la reacción neta de la celda voltaica.

$$Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$$

La reacción química produce electricidad, que es un flujo de electrones, cuando los electrones recorren el conductor que conecta los electrodos (las dos tiras metálicas). Si se emplean soluciones 1.0 M de $ZnSO_4$ y $CuSO_4$, la celda producirá alrededor de 1.1 volts a 25°C. El **volt**, V, es una medida del potencial eléctrico, que es la tendencia al flujo de los electrones de un sistema.

La celda es algo más complicada de lo que la Fig. 17.11 indica. Además de los cationes metálicos, las soluciones de las dos medias celdas y del puente salino contienen iones sulfato, SO_4^{2-}, que no participan en reacción química alguna pero que, a fin de conservar un balance eléctrico, tienden a desplazarse en el sentido opuesto al

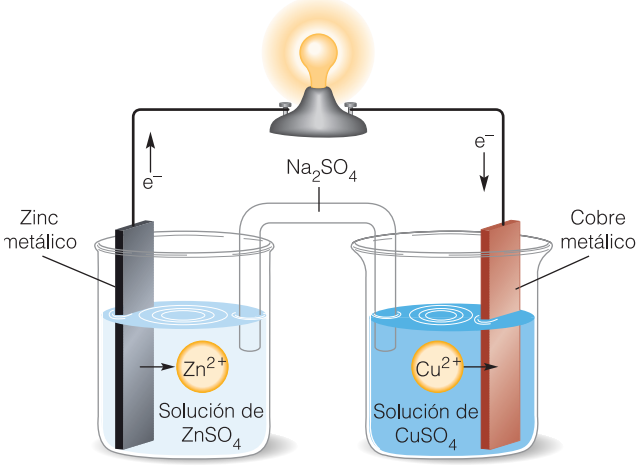


Figura 17.11 En esta celda electroquímica las soluciones de las dos medias celdas están conectadas por un puente salino. En el compartimiento de la izquierda, los átomos de zinc ceden electrones que fluyen por el alambre hasta el cobre metálico del compartimiento de la derecha. Los iones cobre(II) capturan los electrones y se reducen a átomos de cobre, los cuales se depositan en forma de cobre metálico.

UNA MIRADA CERCANA

Corrosión

Las reacciones de oxidación-reducción que intervienen en la corrosión de los metales tienen una importancia económica considerable. Se estima que, tan sólo en Estados Unidos, la corrosión tiene un costo de más de 75 000 millones de dólares al año. Tal vez hasta un 20% de toda la producción estadounidense de hierro y acero se destina a reponer objetos corroídos.

En el aire húmedo, y especialmente en las picaduras o rasguños de las superficies de acero pintadas, el hierro se oxida.

$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$$

Al oxidarse el hierro, el oxígeno se reduce.

$$O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-$$

El resultado neto inicial es la formación de hidróxido de hierro(II), que es insoluble.

$$2\,Fe + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Fe(OH)_2$$

Por lo regular, este producto sufre una oxidación adicional a hidróxido de hierro(III).

$$4\,Fe(OH)_2 + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 4\,Fe(OH)_3$$

La deshidratación parcial del $Fe(OH)_3$ produce un óxido hidratado que se conoce como herrumbre.

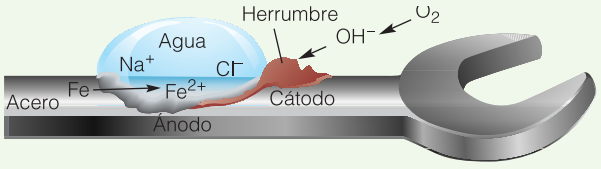
$$2\,Fe(OH)_3 \longrightarrow \underset{\text{Herrumbre}}{Fe_2O_3 \cdot H_2O} + 2\,H_2O$$

Durante la corrosión del hierro, la oxidación y la reducción suelen llevarse a cabo en puntos separados de la superficie metálica. Los electrones se transfieren a través del hierro metálico, y un electrólito en solución acuosa, como el fango formado por la nieve fundida y las sales que se usan para derretirla en los caminos, completa el circuito. El metal se pica en una zona *anódica* cuando el hierro se oxida a Fe^{2+}. Estos iones emigran a una zona *catódica*, donde reaccionan con los iones hidróxido formados por la reducción del oxígeno.

$$Fe^{2+} + 2\,OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2$$

La oxidación adicional del hidróxido de hierro(II) produce $Fe(OH)_3$, que se transforma en $Fe_2O_3 \cdot H_2O$, o herrumbre. Durante el proceso de enmohecimiento la zona anódica se encuentra protegida del oxígeno por una capa de agua, en tanto que la zona catódica está expuesta al aire.

Se suele emplear la *protección catódica* para reducir al máximo la corrosión de los puentes de acero y las tuberías y tanques



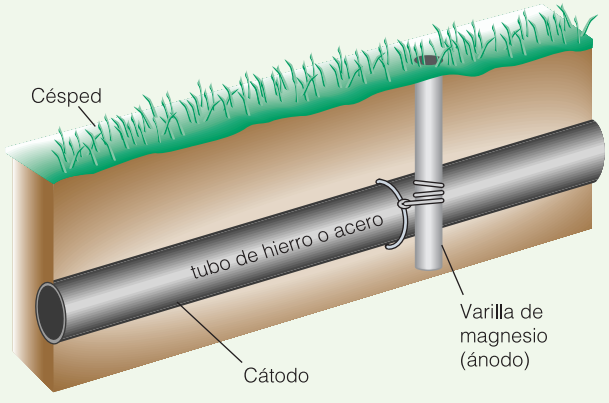
La corrosión del hierro requiere agua, oxígeno y un electrólito.

subterráneos. Para ello, se entierra en el suelo una varilla de un metal activo, como magnesio, por ejemplo, y se fija a la tubería de acero. Se forma así una celda voltaica con el suelo húmedo como electrólito. El metal activo sirve de ánodo, y el oxígeno reacciona con el agua y forma iones hidróxido en el cátodo.

Reacción anódica: $Mg \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + 2e^-$ *(oxidación)*

Reacción catódica: $O_2 + 2\,H_2O + 4e^- \longrightarrow 4\,OH^-$ *(reducción)*

El magnesio se oxida en lugar del hierro, con lo cual se protege de la oxidación el acero metálico del cátodo. Con el tiempo, el ánodo de sacrificio de Mg se consume y es necesario reponerlo, pero esto resulta más económico que reponer el acero.



La protección catódica, ilustrada aquí, se usa para minimizar la corrosión del acero en puentes y tubería subterránea y tanques. El ánodo de sacrificio, magnesio, se oxida. En el cátodo, el agua toma electrones y produce iones hidróxido, un proceso de reducción.

movimiento de los iones metálicos. Conforme los cationes metálicos con carga positiva se desplazan hacia el cátodo de cobre metálico, los aniones sulfato con carga negativa se desplazan en sentido opuesto por el puente salino, hacia el ánodo. La celda continúa funcionando hasta que se interrumpe el flujo de electrones o de iones, o hasta que la celda alcanza finalmente el equilibrio.

El motor de una celda electroquímica es su tendencia a alcanzar el equilibrio.

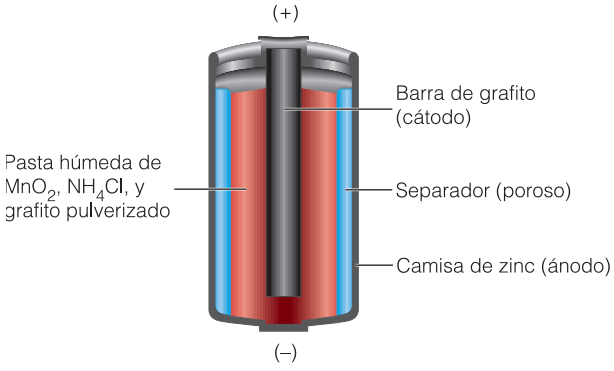


Figura 17.12 Corte transversal de una "pila seca" de linterna de mano.

¿Por qué molestarse con el puente salino o el tabique poroso entre las medias celdas? ¿Por qué no poner simplemente ambas soluciones y los dos electrodos en un solo compartimiento para que los iones no tengan que atravesar el tabique poroso? Si así se hiciera, las soluciones se mezclarían rápidamente y el zinc metálico reaccionaría directamente con los iones Cu^{2+}. Los electrones perdidos por el zinc se trasferirían a los iones Cu^{2+} sin pasar por el alambre; el equilibrio se establecería rápidamente.

Hace unos 100 años las celdas con el par Zn/Cu (llamadas celdas o pilas de Daniell) eran de uso común para suministrar energía a los retransmisores telegráficos. Cada celda de Daniell produce tan sólo 1.1 volts, pero se hacían baterías de mayor voltaje conectando varias celdas de Daniell en serie (es decir, una en seguida de la otra, borne positivo con borne negativo). Aunque la celda de Daniell de zinc y cobre ya no se usa de forma comercial, las celdas "húmedas" individuales de este tipo son los antepasados inmediatos de muchos tipos de celdas o pilas "secas" (Fig. 17.12) que se utilizan hoy en día en radios, televisores, grabadoras de casetes, cámaras de cine y otros aparatos de baterías. Gracias a la química y a la ingeniería, hoy se dispone de numerosos tipos nuevos de pilas eléctricas de larga duración (Fig. 17.13). Algunas de ellas duran más tiempo; otras no dañan el medio ambiente pues no contienen metales pesados como plomo o mercurio; las baterías de hidruro de níquel que se utilizan en los teléfonos celulares e inalámbricos son recargables; se están perfeccionando baterías hechas totalmente de plástico, planas, delgadas y flexibles. Piensa en las posibilidades.

Figura 17.13 Hay baterías y pilas eléctricas de todas formas y tamaños para uso en teléfonos inalámbricos, teléfonos celulares, cámaras, relojes, audífonos, dispositivos para cerrar automóviles a control remoto, etc. Desde las súper alcalinas, hasta las de mercurio y las de hidruro de litio, hay energía en la química.

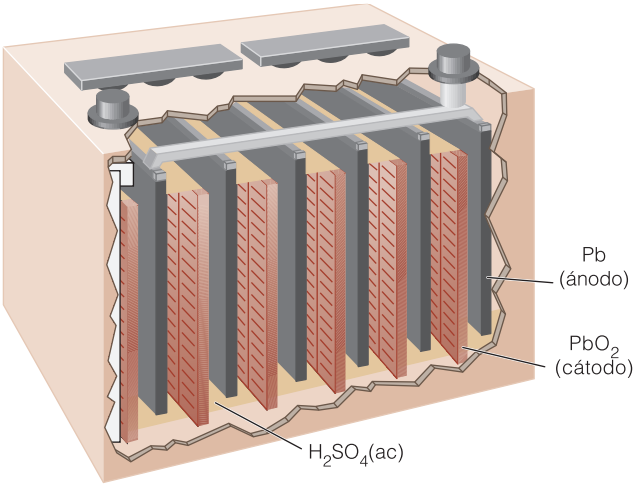


Figura 17.14 Diagrama de un corte de un acumulador de plomo y ácido. Seis celdas de 2 volts constituyen una batería para automóvil de 12 volts.

El conocido acumulador de automóvil de 12 volts se compone de seis celdas conectadas en serie, cada una de las cuales genera 2.0 volts (Fig. 17.14). En vez de utilizar el par zinc-cobre, las celdas del acumulador se basan en un sistema formado por plomo, dióxido de plomo y ácido sulfúrico, como lo muestra la ecuación química siguiente.

$$PbO_2 + Pb + H_2SO_4 \longrightarrow 2\,PbSO_4 + 2\,H_2O + \text{Energía}$$

Advierte que el plomo se oxida (de 0 a +2) y también se reduce (de +4 a +2) en esta reacción. Una característica distintiva de esta batería es su capacidad para recargarse utilizando energía para obligar a la reacción química a llevarse a cabo en el sentido opuesto. El acumulador actúa como una celda voltaica y se descarga (suministra electricidad) al arrancar el auto o cuando el motor está apagado y las luces encendidas; por el contrario, se recarga (actúa como celda electrolítica) cuando el motor está funcionando y se suministra una corriente eléctrica a la batería. La reacción que se lleva a cabo espontáneamente durante la descarga se invierte en el proceso de carga.

Conexión con el mundo *real*
Los principales fabricantes de automóviles están perfeccionando **vehículos eléctricos (VE).** Los automovilistas de Massachusetts comienzan a ver estaciones de recarga para los VE. La recarga toma alrededor de 15 minutos.

EJEMPLO 17.9 Celdas voltaicas

Responde las preguntas que siguen acerca de la celda de zinc y cobre.

(a) ¿Cuál es el metal que se oxida y por qué? ¿Qué se reduce?
(b) Escribe la media reacción de oxidación. Escribe la media reacción de reducción.
(c) ¿Cuál metal es el ánodo? ¿Cuál metal es el cátodo?
(d) ¿Cuál electrodo gana masa? ¿Cuál electrodo pierde masa?
(e) ¿En qué sentido fluyen los electrones por el alambre?

SOLUCIÓN

(a) El zinc se oxida porque es más reactivo que el cobre. Los iones Cu^{2+} se reducen.
(b) La media reacción de oxidación es $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$.
La media reacción de reducción es $Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$.
(c) El zinc es el ánodo. El cobre es el cátodo.
(d) El cátodo de cobre gana masa, en tanto que el ánodo de zinc la pierde.

(e) El flujo de electrones es del Zn al Cu (del ánodo al cátodo) a lo largo del alambre de conexión.

EJERCICIO 17.9

Responde las preguntas que siguen con respecto a una celda de magnesio y cobre similar a la descrita en el ejemplo 17.9.

(a) ¿Cuál es el metal que se oxida y por qué? ¿Cuál se reduce?

(b) Escribe la media reacción de oxidación. Escribe la media reacción de reducción.

(c) ¿Cuál metal es el ánodo? ¿Cuál metal es el cátodo?

(d) ¿Cuál electrodo gana masa? ¿Cuál electrodo pierde masa?

(e) ¿En qué sentido fluyen los electrones por el alambre?

Véanse los problemas 17.35-17.46.

Resumen del capítulo

Se llevan a cabo reacciones de oxidación-reducción (redox) durante la combustión, el metabolismo, el enmohecimiento, la corrosión, la refinación de metales, el revelado de película fotográfica, los procesos de blanqueado, el funcionamiento de las celdas electroquímicas y muchos otros tipos de reacciones. La oxidación siempre implica una pérdida de electrones. La reducción siempre implica una ganancia de electrones. No puede haber la una sin la otra. El agente oxidante gana electrones y se reduce. El agente reductor pierde electrones y se oxida. En toda reacción redox, el agente reductor se oxida y el agente oxidante se reduce.

Hay oxidación siempre que (1) se pierden electrones; (2) el número de oxidación aumenta; (3) un elemento, compuesto o ion gana átomos de oxígeno; y (4) un compuesto o ion pierde átomos de hidrógeno. Hay reducción siempre que (1) se ganan electrones; (2) el número de oxidación disminuye; (3) un compuesto o ion pierde átomos de oxígeno; y (4) un compuesto o ion gana átomos de hidrógeno. Las ecuaciones de reacciones de oxidación-reducción se balancean empleando medias reacciones en una serie de siete pasos.

Hay dos tipos de celdas electroquímicas. Las que emplean electricidad para impulsar reacciones químicas se llaman celdas electrolíticas. Las que hacen uso de una reacción química espontánea para generar una corriente eléctrica se conocen como celdas voltaicas o galvánicas. Las celdas electrolíticas permiten reducir iones metálicos a metales y depositar metales por galvanoplastia. En todas las celdas electroquímicas la oxidación se lleva a cabo en el ánodo, y la reducción, en el cátodo, ya sea que se utilice o se genere una corriente eléctrica.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Asigna números de oxidación a cada tipo de átomo dentro de un compuesto o ion determinado. [17.1]

2. Identifica el elemento que se oxida y el elemento que se reduce en una reacción de oxidación-reducción. [17.2, 17.3]

3. Identifica el agente oxidante y el agente reductor en una reacción de oxidación-reducción. [17.2, 17.3]

4. Identifica los agentes oxidantes y agentes reductores importantes. [17.4, 17.5]

5. Identifica los agentes oxidantes y los agentes reductores que se emplean en los antisépticos, desinfectantes y blanqueadores. [17.4]

6. Describe el papel de la oxidación y la reducción en los procesos fotográficos. [17.5]

7. Balancea ecuaciones de oxidación-reducción con base en medias reacciones. [17.6]

8. Explica la diferencia entre las celdas electrolíticas y las voltaicas. [17.7, 17.8]

9. Con respecto a una celda electrolítica o voltaica en particular, identifica el ánodo, el cátodo y las reacciones que ocurren en cada uno. [17.7, 17.8]

Términos clave

agente oxidante [17.3]
agente reductor [17.3]
ánodo [17.7]
cátodo [17.7]
celda electrolítica [17.8]
celda electroquímica [17.8]
celda galvánica [17.8]
celda voltaica [17.8]
combustión [17.2]
combustión espontánea [17.2]
electrólisis [17.7]
estado de oxidación [17.1]
galvanoplastia [17.7]
media celda [17.8]
media reacción de oxidación [17.6]
media reacción de reducción [17.6]
número de oxidación [17.1]
oxidación [17.2]
oxidado [17.2]
puente salino [17.8]
reducción [17.3]
reducido [17.3]
temperatura de ignición [17.2]
volt [17.8]

Problemas

Números de oxidación

17.1 Indica el número de oxidación del
a. B en el B_2O_3 b. C en el $C_2O_4^{2-}$
c. azufre en el S_8 d. Cl en el ClO_4^-

17.2 Indica el número de oxidación del
a. S en el H_2S b. Cr en el CrO_4^{2-}
c. vanadio en el V_2O_3 d. Cl en el ClO^-

17.3 Indica el estado de oxidación del P en las especies siguientes.
a. Na_3P b. $P_2O_7^{4-}$
c. H_3PO_3 d. $K_2H_2P_2O_7$

17.4 Indica el estado de oxidación del P en las especies siguientes.
a. P_4 b. HPO_2^{2-}
c. Na_3PO_4 d. P_4O_6

17.5 Indica el estado de oxidación del manganeso en el
a. MnO_4^- púrpura b. MnO_2 pardo

17.6 Indica el estado de oxidación del manganeso en el
a. MnO_4^{2-} verde b. MnO_3^- azul

Oxidación y reducción

17.7 Define la *oxidación* en términos de lo siguiente.
a. átomos de oxígeno ganados o perdidos
b. átomos de hidrógeno ganados o perdidos
c. electrones ganados o perdidos
d. cambio de número de oxidación

17.8 Define la *reducción* en términos de lo siguiente.
a. átomos de oxígeno ganados o perdidos
b. átomos de hidrógeno ganados o perdidos
c. electrones ganados o perdidos
d. cambio de número de oxidación

17.9 Las "ecuaciones" siguientes representan sólo una parte de una reacción química. Con respecto a cada reactivo indicado, señala si se oxida o se reduce.
a. $H_2O \longrightarrow H_2(g)$ b. $Br_2 \longrightarrow 2\ Br^-$
c. $C_2H_4O \longrightarrow C_2H_6O$ d. $C_2H_4O \longrightarrow C_2H_4O_2$

17.10 Las "ecuaciones" siguientes representan sólo una parte de una reacción química. Con respecto a cada reactivo indicado, señala si se oxida o se reduce.
a. $Cl_2 \longrightarrow 2\ Cl^-$ b. $WO_3 \longrightarrow W$
c. $2\ H^+ \longrightarrow H_2$ d. $CO \longrightarrow CO_2$

17.11 ¿Cuáles de las siguientes son reacciones redox?
a. $CaCl_2 + 2\ KF \longrightarrow CaF_2 + 2\ KCl$
b. $CaI_2 + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2 + I_2$
c. $PbO_2 + 4\ HCl \longrightarrow PbCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$
d. $CaCO_3 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

17.12 ¿Cuáles de las siguientes son reacciones redox?
a. $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2(g)$
b. $Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4(s) + 2\ NaNO_3$
c. $CuO + CO(g) \longrightarrow Cu + CO_2(g)$
d. $HCl + KOH \longrightarrow KCl + H_2O$

17.13 Los aceites vegetales insaturados reaccionan con el hidrógeno y forman grasas saturadas. Una reacción representativa es la siguiente.

$$C_{57}H_{104}O_6 + 3\ H_2 \longrightarrow C_{57}H_{110}O_6$$

¿Se oxida o se reduce el aceite insaturado?

17.14 Las uvas verdes son excepcionalmente agrias debido a una alta concentración de ácido tartárico. Conforme las uvas maduran, este compuesto se transforma en glucosa.

$$\underset{\text{Ácido tartárico}}{C_4H_6O_2} \longrightarrow \underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6}$$

¿Se oxida o se reduce el ácido tartárico?

17.15 Escribe las letras AO encima del agente oxidante y AR encima del agente reductor en las reacciones siguientes.
a. $2\ Fe + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ FeCl_3$
b. $Mg + Cu(NO_3)_2 \longrightarrow Cu + Mg(NO_3)_2$
c. $2\ PbO + C \longrightarrow 2\ Pb + CO_2$
d. $Cl_2 + 2\ NaBr \longrightarrow Br_2 + 2\ NaCl$

17.16 Escribe las letras AO encima del agente oxidante y AR encima del agente reductor en las reacciones siguientes.
a. $4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$

b. $C_2H_2 + H_2 \longrightarrow C_2H_4$

c. $2\ AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$

d. $CuO + CO(g) \longrightarrow Cu + CO_2(g)$

17.17 Dada la reacción

$$2\ HNO_3 + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2\ NO_2$$

a. ¿Qué elemento se oxida?

b. ¿Qué elemento se reduce?

c. ¿Cuál es el agente oxidante?

d. ¿Cuál es el agente reductor?

17.18 Dada la reacción

$$2\ CrO_3 + 6\ HI \longrightarrow Cr_2O_3 + 3\ I_2 + 3\ H_2O$$

a. ¿Qué elemento se oxida?

b. ¿Qué elemento se reduce?

c. ¿Cuál es el agente oxidante?

d. ¿Cuál es el agente reductor?

17.19 El color púrpura de una solución que contiene iones permanganato, MnO_4^-, desaparece cuando se agregan iones hierro(II), de acuerdo con la reacción

$$MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$$

a. ¿Qué elemento se oxida?

b. ¿Qué elemento se reduce?

c. ¿Cuál es el agente oxidante?

d. ¿Cuál es el agente reductor?

17.20 Cuando se pone cobre metálico en ácido nítrico concentrado, el líquido adquiere una coloración verde y se desprende dióxido de nitrógeno gaseoso, $NO_2(g)$, de color ámbar. (Ve la fotografía con la que se inicia el capítulo.)

$$Cu(s) + 4\ HNO_3(ac) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + 2\ NO_2(g) + 2\ H_2O$$

a. ¿Qué elemento se oxida?

b. ¿Qué elemento se reduce?

c. ¿Cuál es el agente oxidante?

d. ¿Cuál es el agente reductor?

17.21 Cuando la bomba de agua del reactor nuclear de La Isla de Tres Millas sufrió una avería en 1979, el circonio metálico reaccionó con agua muy caliente con desprendimiento de hidrógeno gaseoso.

$$Zr + 2\ H_2O \longrightarrow ZrO_2 + 2\ H_2$$

a. ¿Qué elemento se oxida?

b. ¿Qué elemento se reduce?

c. ¿Cuál es el agente oxidante?

d. ¿Cuál es el agente reductor?

17.22 El molibdeno metálico, que se utiliza en ciertos tipos especiales de acero, se fabrica mediante la reacción de su óxido con hidrógeno.

$$MoO_3 + 3\ H_2 \longrightarrow Mo + 3\ H_2O$$

a. ¿Qué elemento se oxida?

b. ¿Qué elemento se reduce?

c. ¿Cuál es el agente oxidante?

d. ¿Cuál es el agente reductor?

17.23 El colorante índigo, que se utiliza para teñir los pantalones de mezclilla azules, se forma a partir de indoxilo, por exposición de este compuesto al oxígeno del aire.

$$\underset{\text{Indoxilo}}{2\ C_8H_7ON} + O_2 \longrightarrow \underset{\text{Índigo}}{C_{16}H_{10}N_2O_2} + 2\ H_2O$$

a. ¿Qué sustancia se oxida? Explica tu respuesta.

b. ¿Cuál es el agente oxidante? Explica tu respuesta.

17.24 Los objetos de plata que entran en contacto con huevo se manchan. La descomposición de las proteínas del huevo produce sulfuro de hidrógeno, H_2S, que al parecer reacciona con la plata de acuerdo con la reacción que sigue para formar sulfuro de plata, Ag_2S.

$$4\ Ag + 2\ H_2S + O_2 \longrightarrow 2\ Ag_2S + 2\ H_2O$$

a. ¿Qué sustancia se oxida? Explica tu respuesta.

b. ¿Cuál es el agente oxidante? Explica tu respuesta.

17.25 Identifica el agente oxidante y el agente reductor de cada reacción. Explica tu respuesta.

a. $Cl_2 + 2\ Br^- \longrightarrow 2\ Cl^- + Br_2$

b. $6\ Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14\ H+ \longrightarrow 6\ Fe^{3+} + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

17.26 Identifica el agente oxidante y el agente reductor de cada reacción. Explica tu respuesta.

a. $2\ I^- + Br_2 \longrightarrow I_2 + 2\ Br^-$

b. $2\ Ag^+ + Mg \longrightarrow 2\ Ag + Mg^{2+}$

17.27 Menciona tres agentes reductores comunes.

17.28 Menciona tres agentes oxidantes comunes.

Medias reacciones de oxidación y reducción

17.29 Indica si el azufre se oxida o se reduce en la media reacción que sigue. Muestra además el cambio de número de oxidación del azufre.

$$SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

17.30 Indica si el nitrógeno se oxida o se reduce en la media reacción que sigue. Muestra además el cambio de número de oxidación del nitrógeno.

$$NO + 2\ H_2O \longrightarrow NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^-$$

17.31 Utiliza medias reacciones redox para escribir una ecuación iónica neta balanceada de la reacción siguiente en solución ácida. Muestra el procedimiento.

$$I^-(ac) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow I_2(s) + S(s)$$

17.32 Utiliza medias reacciones redox para escribir una ecuación iónica neta balanceada de la reacción siguiente en solución ácida. Muestra el procedimiento.

$$Cu + NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + NO_2$$

17.33 Utiliza medias reacciones redox para escribir una ecuación iónica neta balanceada de la reacción siguiente en solución ácida. Muestra el procedimiento.

$$MnO_4^-(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + Cl_2(ac)$$

17.34 Utiliza medias reacciones redox para escribir una ecuación iónica neta balanceada de la reacción del Cu con ácido nítrico en solución ácida, en la cual se produce NO(g).

$$Cu(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + NO(g)$$

Celdas electroquímicas

17.35 ¿Qué son las celdas voltaicas (o galvánicas)?

17.36 ¿Qué son las celdas electrolíticas?

17.37 La media reacción siguiente se lleva a cabo en el electrodo positivo de la batería de automóvil (acumulador de plomo). Ve también el problema 17.38.

$$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow PbSO_4 + 2\,H_2O$$

a. Indica si la ecuación representa una oxidación, una reducción o ambas.
b. Nombra el elemento que se oxida o se reduce.
c. Indica si esta media reacción se lleva a cabo en el ánodo o en el cátodo.

17.38 La media reacción siguiente se lleva a cabo en el electrodo negativo de la batería de automóvil (acumulador de plomo). Ve también el problema 17.37.

$$Pb + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_4 + 2\,e^-$$

a. Indica si la ecuación representa una oxidación, una reducción o ambas.
b. Nombra el elemento que se oxida o se reduce.
c. Indica si esta media reacción se lleva a cabo en el ánodo o en el cátodo.

17.39 La media reacción siguiente se lleva a cabo en uno de los electrodos de una pila alcalina que se utiliza en linternas de mano, radios portátiles, etc. (ve el problema 17.40).

$$Ni_2O_3 + 3\,H_2O + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Ni(OH)_2 + 2\,OH^-$$

a. Indica si la ecuación representa una oxidación, una reducción o ambas.
b. Nombra el elemento que se oxida o se reduce.
c. Indica si esta media reacción se lleva a cabo en el ánodo o en el cátodo.

17.40 La media reacción siguiente se lleva a cabo en uno de los electrodos de una pila alcalina que se utiliza en lámparas de mano, radios portátiles, etc. (ve el problema 17.39).

$$Cd + 2\,OH^- \longrightarrow Cd(OH)_2 + 2\,e^-$$

a. Indica si la ecuación representa una oxidación, una reducción o ambas.
b. Nombra el elemento que se oxida o se reduce.
c. Indica si esta media reacción se lleva a cabo en el ánodo o en el cátodo.

17.41 Una celda de combustible convierte energía química directamente en energía eléctrica con una eficiencia de alrededor del 90%. Una de las celdas de combustible más sencillas utiliza la reacción entre el $H_2(g)$ y el $O_2(g)$ en solución alcalina, cuyo producto es agua.

a. En uno de los electrodos la media reacción es

$$2\,H_2(g) + 4\,OH^-(ac) \longrightarrow 4\,H_2O + 4\,e^-$$

¿Se trata de una oxidación o de una reducción? ¿Es ésta la reacción anódica o la reacción catódica?

b. En el otro electrodo la media reacción es

$$4\,e^+ + O_2(g) + 2\,H_2O \longrightarrow 4\,OH^-(ac)$$

¿Se trata de una oxidación o de una reducción? ¿Es ésta la reacción anódica o la reacción catódica?

c. Suma las medias reacciones y escribe la ecuación neta de la reacción.

17.42 Las pilas recargables de níquel y cadmio (conocidas como baterías nicad) se utilizan en ciertos teléfonos inalámbricos y celulares, herramientas eléctricas y juguetes.

a. En uno de los electrodos la media reacción es

$$Cd(s) + 2\,OH^-(ac) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + 2\,e^-$$

¿Se trata de una oxidación o de una reducción? ¿Es ésta la reacción anódica o la reacción catódica?

b. En el otro electrodo la media reacción es

$$2\,e^- + NiO_2(s) + 2\,H_2O \longrightarrow Ni(OH)_2(s) + 2\,OH^-(ac)$$

¿Se trata de una oxidación o de una reducción? ¿Es ésta la reacción anódica o la reacción catódica?

c. Suma las medias reacciones y escribe la ecuación neta de la reacción.

17.43 El calcio metálico y el bromo se obtienen por electrólisis de $CaBr_2$ fundido.

a. Escribe la ecuación de la media reacción catódica.
b. Escribe la ecuación de la media reacción anódica.

17.44 El magnesio metálico se obtiene en escala comercial por electrólisis de $MgCl_2$ fundido.

a. Escribe la ecuación de la media reacción catódica.
b. Escribe la ecuación de la media reacción anódica.

17.45 Describe cómo se construye una celda voltaica con Cu metálico, Ni metálico, $Cu(NO_3)_2$ y $Ni(NO_3)_2$. El níquel es más reactivo que el cobre y participa en la oxidación, en tanto que el cobre interviene en la reducción. Escribe las medias reacciones anódica y catódica y muestra la ecuación iónica neta.

17.46 Describe cómo se construye una celda voltaica con Zn metálico, Ag metálica, $Zn(NO_3)_2$ y $AgNO_3$. El zinc es más reactivo que la plata y participa en la oxidación, en tanto que la plata interviene en la reducción. Escribe las medias reacciones anódica y catódica y muestra la ecuación iónica neta.

Estudiantes en
acción

Desmanchado de plata

Compara los resultados obtenidos en cuanto al brillo, tiempo, rendimiento y costo invertido al desmanchar dos objetos de plata similares con el método del aluminio y con el uso de un producto comercial.

Materiales y reactivos

- Bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)
- 1 recipiente de aluminio y papel aluminio
- 1 vaso de precipitados de 500 mL
- Agua
- Pinzas
- Parrilla
- 1 desmanchador de metales (Brasso®, Elaborado por Reckitt Benchkiser, S.A. de C.V.). Éste será el producto de uso comercial
- 2 objetos de plata oscurecidos de tamaño similar, por ejemplo, puede ser un par de aretes
- 1 paño limpio y seco

Procedimiento

1. A partir de este momento, toma el tiempo para que determines la duración de todo el proceso. Forra el interior del recipiente o del vaso de precipitados con papel aluminio hasta que quede perfectamente cubierto. Luego, vierte alrededor de 250 mL de agua y aproximadamente 0.5 g de bicarbonato de sodio.
2. Coloca el recipiente o vaso de precipitados sobre una parrilla eléctrica y calienta.
3. Permite que la mezcla hierva por espacio de 10 min.
4. Retira el recipiente de la parrilla y sumerge lentamente el objeto de plata oscurecido (describe su aspecto inicial en la tabla de resultados); inmediatamente verás el efecto de desmanchado del objeto.
5. Si no observas que se blanquea, agrega otros 0.5 g de bicarbonato de sodio al vaso de precipitados, llévalo de nuevo a la parrilla y espera a que hierva. Sumerge de nuevo para ver resultados. Puedes dejar el objeto en el recipiente por espacio de 5 minutos o más.
6. Seca el objeto con un paño limpio y observa su aspecto, regístralo en la tabla de resultados.
7. Para este paso, considera que Brasso® y otros productos similares son muy tóxicos, por lo tanto, debes colocarte guantes y situarte lejos del fuego. Sigue las instrucciones señaladas en la etiqueta del producto comercial (Brasso® u otro del mismo tipo) y desmancha otro objeto de plata de tamaño similar al primero. Anota el tiempo invertido en el proceso y el costo del producto.
8. Seca el objeto con un paño limpio y observa su aspecto, registra en la tabla de resultados.
9. Compara ambos objetos y completa la tabla.

Tabla para registro de resultados

Característica	Método redox con aluminio	Método del producto comercial Brasso® u otro similar Nombre: _____
Objeto		
Aspecto inicial		
Aspecto final		
Rendimiento		
Tiempo de proceso		
Costo aproximado		

Análisis

Contesta las siguientes preguntas.

1. ¿En cuál de los métodos usados se remueve también plata del objeto, además de la capa de sulfuro de plata? (Esto se puede detectar al sentir ligeramente rugosa la superficie del objeto.) Explica.

2. Menciona las ventajas y desventajas de desmanchar la plata con la reacción redox del aluminio.

3. En la etiqueta del producto comercial se indican los componentes del mismo, cópialos e investiga sus propiedades físicas y químicas, anótalas brevemente en las líneas. Trata de deducir cuál es el fundamento químico para lograr desmanchar el metal.

4. Menciona las ventajas y desventajas de desmanchar la plata con el producto comercial.

5. ¿Existen diferencias significativas entre el aspecto brilloso de los objetos de plata que fueron tratados con cada método de limpieza?

6. Según tus apreciaciones, ¿con cuál de los dos métodos se podrá obtener mayor rendimiento, es decir, mayor número de objetos desmanchados con cantidades de reactivos semejantes? Justifica tu respuesta.

7. ¿Cuáles son las ventajas de conocer el tipo de reacción que se lleva a cabo en un determinado proceso en la vida cotidiana?

capítulo

18

Fundamentos de química nuclear

CONTENIDO

18.1 Radiactividad natural

18.2 Vida media

18.3 Cómo se mide la radiación: unidades

18.4 Detectores de radiación

18.5 Radiación de fondo

18.6 Transmutaciones artificiales

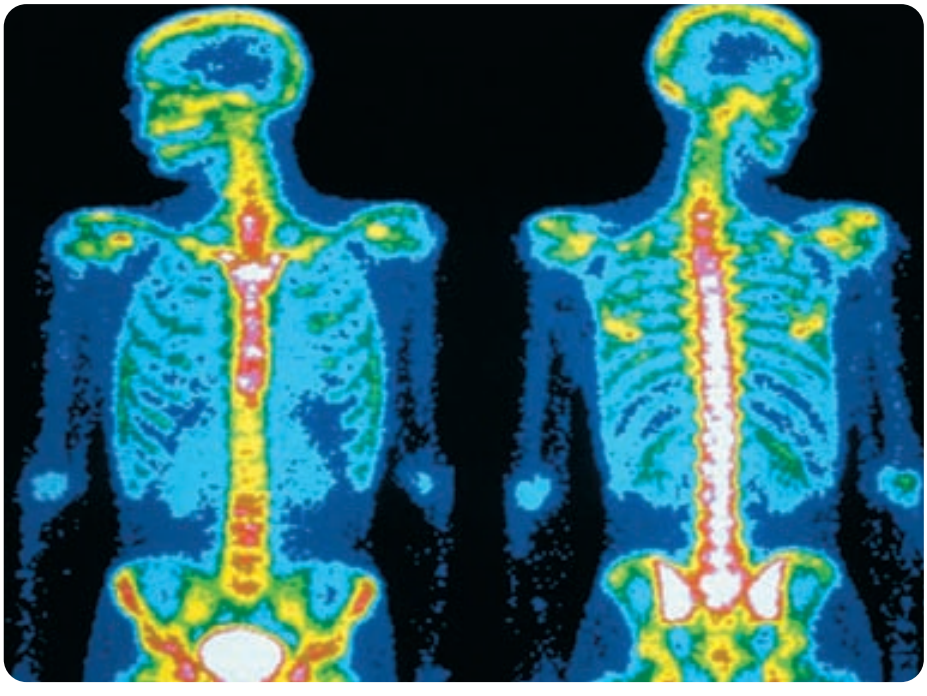
18.7 Radiactividad inducida

18.8 Usos prácticos de algunos radioisótopos

18.9 Fisión nuclear: dividir átomos

18.10 Centrales nucleoeléctricas

18.11 Fusión nuclear



La medicina nuclear contribuye a salvar vidas. Una extensa variedad de radioisótopos se emplean en la terapia por radiación y en ensayos médicos de diagnóstico. Por ejemplo, con el propósito de identificar la presencia y el alcance de cánceres óseos se aplican inyecciones de tecnecio-99^{m} para practicar exámenes anteriores y posteriores de los huesos, como los que se muestran en esta fotografía.

A excepción de una descripción introductoria de los átomos y las partículas subatómicas y de un breve comentario de los isótopos (Secciones 4.8 y 4.9), hasta ahora nos hemos ocupado principalmente de los electrones más externos del átomo. Las interacciones de estos electrones explican los enlaces iónicos y covalentes presentes en todos los compuestos. En este capítulo, sin embargo, se estudiará esa diminuta porción central de cada átomo que es el núcleo. El núcleo atómico tiene un radio aproximadamente 100 000 veces más pequeño que el del átomo; sin embargo, el núcleo puede liberar una cantidad de energía que es millones de veces mayor que la que es posible obtener de las reacciones químicas.

La era nuclear plantea una paradoja. No obstante que con la energía nuclear es posible destruir ciudades y quizá incluso civilizaciones, cuando está controlada es capaz de suministrar la energía necesaria para el funcionamiento de las ciudades y el mantenimiento de la civilización. Incluso esto plantea otra paradoja: el uso pacífico y regulado de la energía nuclear no deja de presentar sus propios peligros potenciales.

Conexión con el mundo real
Hoy en día la concentración de dióxido de carbono gaseoso aumenta a razón de 1 ppm al año, aproximadamente.

Hay decisiones difíciles que deberemos tomar. Se oye hablar de problemas en las centrales nucleoeléctricas, pero las plantas que generan energía y consumen hulla plantean un conjunto diferente de problemas. Por ejemplo, la combustión de la hulla produce óxidos de azufre y dióxido de carbono, generadores de lluvia ácida. Además, el dióxido de carbono gaseoso atrapa el calor y con ello contribuye a un problema que se conoce como "efecto invernadero". El uso de la energía nuclear es, por consiguiente, un caso más donde se tiene que llegar a un equilibrio. Es preciso tomar decisiones difíciles, pero éstas son aún más difíciles de tomar cuando no se conoce toda la información.

La *química* nuclear, no sólo la energía nuclear, tiene muchos efectos positivos. La medicina nuclear salva vidas: algunas enfermedades que en el pasado se consideraban como incurables se diagnostican y se tratan eficazmente con radioisótopos. Las aplicaciones de la química nuclear a la biología, la industria y la agricultura han mejorado apreciablemente las condiciones de vida humana. El uso de radioisótopos en la investigación biológica y agrícola ha permitido obtener cosechas más abundantes, lo que representa más alimento para un mundo hambriento. El conocimiento de la ciencia nuclear nos confiere poder y también impone una responsabilidad. La forma como ejercitemos esa responsabilidad será determinante para definir cómo habrán de recordarnos las futuras generaciones, e incluso si *habrá* futuras generaciones que nos recuerden.

18.1 Radiactividad natural

Ciertos núcleos son inestables en su estado natural debido a las diferencias entre las atracciones y repulsiones que existen dentro del núcleo. Los átomos que tienen un mismo número atómico pero diferente número de masa reciben el nombre de **isótopos**. El núcleo de un átomo específico se denomina **núclido**. Los isótopos de origen natural que emiten de forma espontánea partículas alfa o beta o rayos gamma de alta energía poseen **radiactividad natural**. De los aproximadamente 350 isótopos de origen natural, alrededor de 80 son radiactivos. En la tabla 18.1 se resumen las características de las diversas formas de radiación y los cambios nucleares que se producen.

Partículas alfa

Consideremos en primer término ciertos núcleos que emiten partículas alfa. Los átomos de radio, con un número de masa de 226, se desintegran espontáneamente y despiden partículas alfa. Este proceso se conoce como **desintegración alfa**. Las **partículas alfa** son idénticas a los núcleos de helio, y su símbolo es $^{4}_{2}\text{He}$ o la letra griega alfa, α. La ecuación de la desintegración alfa del radio se escribe como sigue.

Suma de los números de masa: $226 = 4 + 222$

$$^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{222}_{86}\text{Rn}$$

Suma de los números atómicos o cargas nucleares: $88 = 2 + 86$

Tabla 18.1 Desintegración radiactiva y cambio nuclear

Tipo de radiación	Letra griega	Número de masa	Carga	Cambio en el número de masa del núclido	Cambio en el número atómico del núclido
Alfa	α	4	2+	Disminuye en 4	Disminuye en 2
Beta	β	0	1−	Sin cambio	Aumenta en 1
Gamma	γ	0	0	Sin cambio	Sin cambio

Como aquí se representa, cada átomo de radio con un número de masa de 226 (véase el supraíndice) expulsa una partícula alfa y se transforma en un átomo de otro tipo con dos protones menos. El nuevo átomo, de número atómico 86 (véase el subíndice) es el gas radiactivo radón, Rn.

Durante toda emisión de partículas alfa se produce una **transmutación**; es decir, un elemento se transforma en otro. A diferencia de las reacciones químicas, todas las reacciones nucleares producen isótopos diferentes. Cada **ecuación nuclear** debe estar *balanceada* como sigue:

Las sumas de los números de masa (los *supraíndices*) de ambos lados de la ecuación deben ser iguales, como se muestra en el caso de la desintegración alfa del radio.

Las sumas de los números atómicos o cargas nucleares (los *subíndices*) de ambos lados de la ecuación deben ser iguales.

En la figura 18.1 se muestra un segundo ejemplo de desintegración alfa. En esa ecuación se muestra que el plutonio, con un número de masa de 239 y que se escribe ya sea como $^{239}_{94}\mathrm{Pu}$, o como plutonio-239, se desintegra a uranio-235. Advierte que la ecuación estáb alanceada.

Partículas beta

Los núcleos de tritio también son inestables. El tritio es uno de los isótopos pesados de hidrógeno (ya mencionados en el capítulo 4). Al igual que todos los núcleos de hidrógeno, el núcleo de tritio contiene un protón. Sin embargo, y a diferencia del isótopo de hidrógeno ordinario, $^{1}_{1}\mathrm{H}$, que no tiene neutrones, el tritio contiene dos neutrones y su número de masa es de 3. El tritio, $^{3}_{1}\mathrm{H}$, se descompone por un proceso conocido como **desintegración beta** y produce una partícula beta. Una **partícula beta** es un electrón en rápido movimiento que se representa como $^{0}_{-1}\mathrm{e}$ o mediante la letra griega beta, β. La ecuaciónd el ad esintegraciónb etad elt ritios ee scribec omos igue.

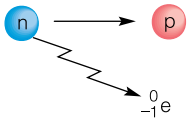
$$\underset{\text{Tritio}}{^{3}_{1}\mathrm{H}} \longrightarrow \underset{\text{Beta}}{^{0}_{-1}\mathrm{e}} + {}^{3}_{2}\mathrm{He}$$

El isótopo producto de esta desintegración beta se identifica como helio en virtud de su número atómico 2. ¿Cómo puede un núcleo de tritio, que contiene sólo un protón y dos neutrones, emitir un electrón? Para responder esta pregunta se puede pensar que uno de los neutrones del núcleo original se transforma en un protón al emitir una partícula beta (un electrón).

$$^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow {}^{1}_{1}\mathrm{p} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e}$$

Cuando el núcleo de tritio emite una partícula beta, un neutrón se transforma en un protón. El núcleo conserva el nuevo protón, por lo que el número atómico aumenta en 1 durante esta transmutación. Después que el electrón o partícula beta, de masa casi insignificante, ha sido expulsado del núcleo, el nuevo núcleo tiene el mismo número de masa que el original. En la figura 18.2 se representa un segundo ejemplo de desintegración beta.

Conexión con el aprendizaje



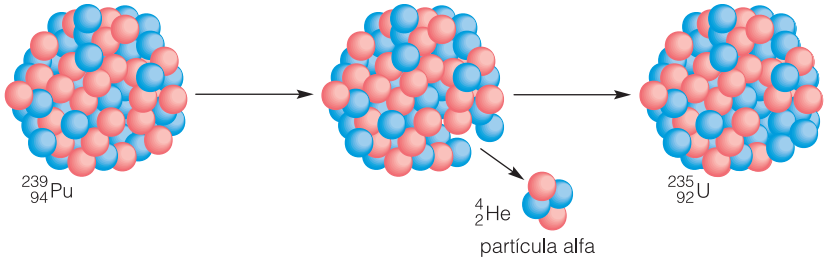


Figura 18.1 Desintegración alfa. Cambios nucleares que acompañan la emisión de una partícula alfa.

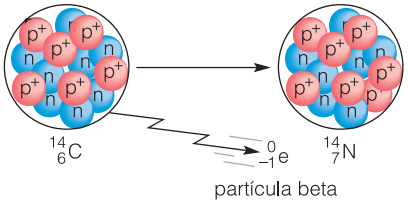


Figura 18.2 Desintegración beta.C ambiosn uclearesq ue acompañan la emisión de una partículab eta.

Rayos gamma y rayos X

Otro tipo de radiactividad, conocido como **desintegración gamma**, tiene lugar cuando ciertos isótopos inestables emiten radiación de alta energía. Los **rayos gamma**, que se representan mediante la letra griega gamma, γ, no tienen masa ni carga. Este tipo de emisión suele acompañar la radiación alfa o beta. En ocasiones la emisión de una partícula alfa o beta deja el núcleo en un estado de gran contenido de energía. Cuando esto ocurre, las transiciones entre niveles de energía dentro del núcleo dan por resultado la emisión subsiguiente de rayos gamma cuando el núcleo regresa a un estado más estable.

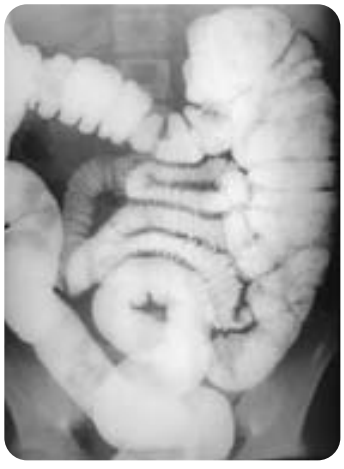
Tanto los rayos gamma como los rayos X son tipos de radiación de alta energía, pero los **rayos X** tienen menos energía que los rayos gamma. Se producen rayos X bombardeando un blanco metálico con un haz de electrones de alta energía. Cuando el haz desprende electrones de niveles energéticos cercanos al núcleo, otros electrones situados en niveles energéticos más elevados descienden para llenar estos "huecos". Cuando se producen transiciones de electrones dentro de los niveles energéticos más altos, se emite energía con frecuencias que corresponden a la región de los rayos X del espectro electromagnético.

Conexión con el aprendizaje
Es probable que el rótulo "Tratado por irradiación" sea cada vez más común en los alimentos que adquieres. En 1997, la Administración de Alimentos y Fármacos de Estados Unidos aprobó el uso de la irradiación (rayos gamma) en las carnes rojas. Esta medida se tomó debido a que fue necesario retirar del comercio millones de kilogramos de carne de res congelada contaminada con bacterias *E. coli*. Las especias se irradian rutinariamente, pero hace ya largo tiempo que se aprobó la irradiación de papas, pollo, frutas y verduras, aunque rara vez se aplica. Muchas personas creen equivocadamente que la irradiación hace que los alimentos sean radiactivos.

Se producen rayos X durante las transiciones de *electrones* entre niveles de energía. El núcleo emite rayos gamma durante las transiciones entre niveles *nucleares* de energía.

Wilhelm Roentgen descubrió los rayos X en 1895, mientras trabajaba en un cuarto oscuro con un tubo de rayos catódicos, al observar que ciertos compuestos emitían luz cuando se exponían a los rayos catódicos. El sulfato de bario, al igual que el hueso, es opaco a los rayos X y se utiliza para obtener mejores radiografías de algunos órganos internos (Fig. 18.3).

Figura 18.3 El sulfato de bario, $BaSO_4$, es insoluble en agua y opaco a los rayos X. Esta sal sirve para realizar la imagen del estómago o del intestino en las radiografías, como aquí se muestra.



Poder de penetración

El grado en el que la radiación penetra en un material depende tanto del tipo de radiación como de la clase de material que se bombardea con ella. En el caso de los materiales de poca densidad, se necesita un espesor mayor para reducir la intensidad de la radiación. La madera, el agua y el plomo, por ejemplo, actúan como materiales protectores, pero, de los tres, el plomo es el mejor y el agua es el más deficiente.

En condiciones de igualdad, cuanto mayor sea la masa de la partícula, tanto menor es su *poder de penetración*. Si se comparan las partículas alfa y beta y la radiación gamma (Fig. 18.4), las partículas alfa son las menos penetrantes; no atraviesan una hoja de papel. Las partículas alfa son núcleos de helio; cada una tiene un número de masa de 4. Las partículas beta, con un número de masa de 0, son más penetrantes que las partículas alfa, pero las detiene una lámina delgada de metal, como el aluminio, por ejemplo. Las partículas beta no carecen en realidad de masa, pero son mucho más ligeras que las partículas alfa. Los rayos gamma, por ser una forma de radiación de alta energía, carecen de masa, y son la más penetrante de las tres formas de radiación. Se necesita un espesor de tejido corporal de alrededor de 50 cm para reducir la intensidad de los rayos gamma en un 10%. (Cuanto más grande es el espesor del material protector, mayor es la reducción de lai ntensidadd el ar adiación.)

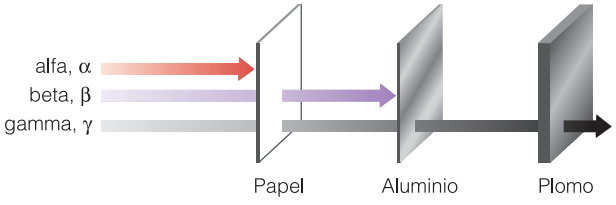


Figura 18.4 El poder de penetraciónv arías egúne l tipod er adiación.L osm ateriales dem ayord ensidad,c omoe lp lomo, sonp rotectoresm áse ficacesc ontra lar adiación.

El hecho de que las partículas más grandes, las alfa, tengan el menor poder de penetración parece contradecir el sentido común. Se puede definir el poder de penetración como una medida de la capacidad de la radiación para abrirse camino a través de una muestra de materia. Es como si se intentara rodar rocas a través de un campo de peñascos (Fig. 18.5). La partícula alfa actúa como si ella misma fuese un peñasco: debido a su tamaño, no puede llegar muy lejos sin toparse con los demás peñascos y ser detenida por ellos. La partícula beta se comporta como una piedra pequeña: puede desplazarse entre los peñascos y quizá rebotar en uno o más de ellos hasta abrirse camino a una distancia mayor. El rayo gamma es comparable a un insecto diminuto que entra por las aberturas más pequeñas; aunque quizá roce algunos de los peñascos, se abre camino a lo largo de la mayor parte del campo sin detenerse.

Al comienzo de este análisis del poder de penetración se dijo que, en igualdad de condiciones, así es como suceden las cosas. Pero las condiciones no son iguales. Cuanto más rápidamente se desplaza una partícula, o cuanta más energía tiene la radiación, tanto mayor es su poder de penetración.

Si la sustancia radiactiva está *afuera* del cuerpo, las partículas alfa son las menos peligrosas. Estas grandes partículas dañan el tejido superficial, pero las detiene la capa exterior de la piel. Los rayos gamma, en cambio, son mucho más penetrantes y atraviesan los tejidos corporales, por lo que una fuente externa de rayos gamma puede ser muy peligrosa para el interior del organismo.

Si la sustancia radiactiva está *dentro* del cuerpo, la situación es la contraria. En este caso las partículas alfa pueden producir grandes daños. Cuando las partículas alfa, que no atraviesan el tejido corporal, quedan atrapadas dentro del cuerpo, liberan toda su energía dentro de una pequeña cantidad de tejido. Las partículas beta son mucho más pequeñas y penetrantes, por lo que distribuyen su energía en una región más extensa y producen menos daño en los tejidos.

Existen fundamentalmente dos formas de protegerse contra la radiación ionizante (dañina). Una de ellas es la distancia; la intensidad de la radiación disminuye a medida que aumenta la distancia con respecto a la fuente. La segunda es el blindaje. Como ya se indicó, cuanto más denso es un material, menor es el espesor necesario para brindar protección contra la radiación ionizante.

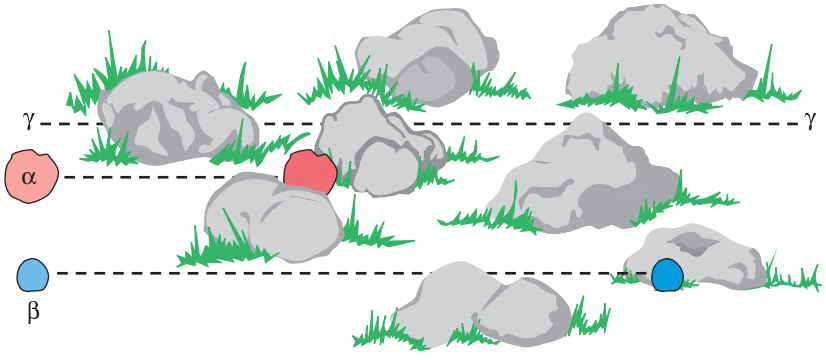


Figura 18.5 Dispararp artículas radiactivasa t ravésd el am ateriae s como rodar rocas a través de un campo de peñascos: las rocas más grandess ed etienenm ásp ronto.

EJEMPLO 18.1 Desintegración nuclear

El plutonio 239 emite una partícula alfa al desintegrarse. ¿Cuál es el nuevo elemento que se forma?

$$^{239}_{94}\text{Pu} \longrightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + ?$$

SOLUCIÓN La masa y la carga se conservan. El nuevo elemento debe tener una masa de $239 - 4 = 235$ y una carga nuclear de $94 - 2 = 92$. La carga nuclear (número atómico) de 92 identifica al elemento uranio, U. La ecuación nuclear balanceada es

$$^{239}_{94}\text{Pu} \longrightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{235}_{92}\text{U}$$

EJERCICIO 18.1

Véanse los problemas 18.1-18.24.

(a) El fósforo 32 radiactivo se desintegra por emisión beta. ¿Qué elemento se forma? Escribe la ecuación nuclear balanceada.

(b) El uranio 238 emite una partícula alfa cuando se desintegra. Escribe la ecuación nuclear balanceada.

18.2 Vida media

Si pudiéramos ver el núcleo de un átomo individual y observar su composición, podríamos saber si *sufrirá* desintegración radiactiva o no. La razón es que los átomos con ciertas combinaciones de protones y neutrones son inestables. Sin embargo, no es posible saber *cuándo* un átomo determinado va a sufrir un cambio. Pero en el laboratorio se trabaja por lo general con números muy grandes de átomos, moles de átomos, números que son mucho más grandes que el número de habitantes de la Tierra. Con cantidades tan grandes de átomos, se pueden hacer predicciones exactas de la fracción que se desintegrará en un periodo específico. La desintegración espontánea es un proceso aleatorio que nod epended el asi nfluenciase xternas.

Toda muestra grande de átomos de un isótopo en particular se desintegra con una rapidez específica y constante. El tiempo que debe transcurrir para que se desintegre la mitad de una muestra específica de átomos radiactivos de un isótopo dado es su **vida media**. La vida media es una propiedad característica de cada tipo de **radioisótopo** (isótopo radiactivo). Algunos radioisótopos tienen una vida media muy larga, pero la de otros es muy breve. Por ejemplo, el uranio 238 tiene una vida media de 4500 millones de años; en cambio, el boro 9 tiene una vida media de 8×10^{-19} segundos.

Para que tengas una imagen mental de la vida media, considera el ejemplo siguiente. Supón que se tienen 16 billones de átomos de tritio, el isótopo radiactivo de hidrógeno. La vida media de este isótopo es de 12.3 años. Esto significa que en 12.3 años 8 billones de átomos (la mitad) habrían sufrido desintegración radiactiva. Al cabo de otros 12.3 años sólo quedaría el 25% de los átomos originales intactos. Así pues, al cabo de dos vidas medias ha desaparecido el 75% ($\frac{1}{2} + \frac{1}{4}$) de la muestra original, ¡pero no *toda*! Durante cada vida media subsiguiente se desintegra la mitad de la muestra restante. En la figura 18.6 se presenta una gráfica que muestra el número de átomos que restan de esta muestra al cabo de seis vidas medias sucesivas. Para fines prácticos, se puede afirmar que después de diez vidas medias sólo quedará una pequeña fracción. En el caso de la muestra de tritio, diez vidas medias equivalen a 123 años.

La fracción restante de una muestra radiactiva después de cada vida media sucesiva se calcula como sigue.

¿Cuánto queda?

1. Despuésd e una vidam edia, $\frac{1}{2}$ quedad el osá tomoso riginales.
2. Despuésd e dos vidasm edias,q ueda $\frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = 1/(2^2) = \frac{1}{4}$ del osá tomoso riginales.

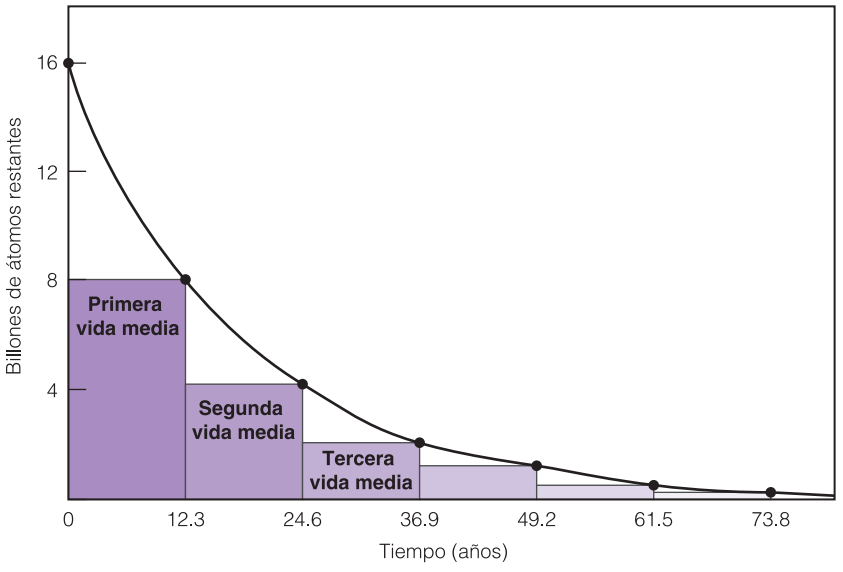


Figura 18.6 Desintegración radiactivad elt ritio, $^{3}_{1}H$.

3. Después de tres vidas medias, queda $\frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = 1/(2^3) = \frac{1}{8}$ de los átomos originales.
4. Despuésd e cuatro vidasm edias,q ueda $\frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = 1/(2^4) = \frac{1}{16}$ de los átomos.
5. Después de cinco vidas medias, queda $\frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = 1/(2^5) = \frac{1}{32}$ de los átomos.

Se puede escribir una expresión matemática que resume esta información. Para calcular la fracción restante de la muestra original al cabo de un cierto número (n) de vidas medias, utiliza la expresión siguiente.

$$\text{Fracción restante} = \frac{1}{2^n}$$

EJEMPLO 18.2 Vida media

¿Qué fracción de los átomos radiactivos queda al cabo de seis vidas medias?

SOLUCIÓN Se puede emplear la expresión $1/(2^n)$, donde $n = 6$. La fracción restante será$1\ /(2^6) = \frac{1}{64}$ de la muestra.

EJERCICIO 18.2

(a) ¿Qué fracción quedará al cabo de cuatro vidas medias?
(b) ¿Quéf racciónh abrád esaparecidoa lc abod ec uatrov idasm edias?

EJEMPLO 18.3 Aplicaciones de la vida media

Si inicialmente se tienen 4.00 g de un isótopo radiactivo, ¿cuántos gramos del isótopo quedarána lc abod ec uatrov idasm edias?

SOLUCIÓN

En este caso $n = 4$. La fracción restante será $1/(2^4) = \frac{1}{16}$ de la muestra. La masa de la muestra restantee s $\frac{1}{16} \times 4.00\ \text{g} = 0.250\ \text{g}$.

Véanse los problemas 18.25-18.34.

EJERCICIO 18.3

(a) Si tuvieras 6.00 g de una sustancia radiactiva, ¿cuántos gramos quedarán al cabo de tres vidas medias?

(b) Si tuvieras 6.00 g de una sustancia radiactiva, ¿cuántos gramos quedarán al cabo de dos vidas medias?

18.3 Cómo se mide la radiación: unidades

Existen muchas formas de medir la radiación. La *rapidez* con la que se producen desintegraciones nucleares en una muestra en particular, la actividad nuclear, se mide en **desintegraciones por segundo**. Una unidad de actividad es el **curie**, Ci, llamada así en honor de Marie Curie, descubridora del radio. Un curie es igual al número de desintegraciones por segundo (des/s) que sufre 1 g de radio.

$$1 \text{ Ci} = 3.7 \times 10^{10} \text{ des/s}$$

Una radiación de cobalto aplicada externamente en el tratamiento del cáncer podría tener una especificación de 3000 Ci. Se utilizan prefijos métricos en el caso de muestras menos activas.

Conexiones con el mundo real
- Una dosis de un isótopo radiactivo con una actividad de 10 mCi podría ser ingerida por un adulto como parte de ciertos tipos de procedimientos exploratorios de diagnóstico.
- A un niño se le podría aplicar una dosis de 10 a 50 mCi como parte de ciertos tipos de exploración con fines de diagnóstico.

$$1\text{m ilicurie}(\text{ mCi}) = 0.001 \text{ Ci} = 3.7 \times 10^{7} \text{ des/s}$$

$$1\text{m icrocurie}(\ \mu\text{Ci}) = 0.000001 \text{ Ci} = 3.7 \times 10^{4} \text{ des/s}$$

Es probable que en un momento dado nos interese más la *exposición* a la radiación que el simple conteo de las desintegraciones de una muestra de material radiactivo. La unidad de exposición a los rayos gamma o a los rayos X es el **roentgen**, R. Tanto los rayos X como los rayos gamma son formas de radiación electromagnética de alta energía. El roentgen es una medida de la energía de un haz de rayos que indica hasta qué grado una fuente específica de rayos X o rayos gama perturbaría (ionizaría) una muestra de aire. Esta unidad no tiene en realidad una relación directa con los seres humanos; la ionización en los tejidos no es igual que en el aire.

El roentgen, así llamado en honor de Wilhelm Roentgen, descubridor de los rayos X en 1895, se define como la cantidad de rayos gamma o X que se necesita para generar iones con un total de 2100 millones de unidades de carga eléctrica en 1 cm^3 de aire seco a 0°C y a la presión atmosférica normal.

Lo que más interesa a la mayoría de las personas es el daño que sufren los tejidos. La unidad SI de radiación ionizante absorbida es el Gray, así llamado en honor del científico británico Harold Gray. En Estados Unidos se suele emplear una unidad más pequeña: el rad.

$$1 \text{ Gray (gy)} = 100 \text{ rads}$$

Rad es el acrónimo de la expresión en inglés radiation absorbed dose (dosis de radiación absorbida). Una exposición de 1 rad significa que cada gramo de tejido expuesto ha absorbido 100 ergs de energía de radiación.

$$1 \text{ rad} = 100\text{e rgsa bsorbidos} = 2.39 \times 10^{-6} \text{ cala bsorbidas}$$

1 erg $= 10^{-7}$ joule
1 erg $= 2.39 \times 10^{-8}$ cal

En términos de la cantidad de energía calorífica absorbida, el rad es una unidad muy pequeña (1 000 000 rads = 2.39 cal). Un refresco de cola "dietético" aporta quizá mil veces más energía al organismo. Pero no es el calor lo que representa un peligro, sino la formación de iones (de ahí la expresión **radiación ionizante**) y otros fragmentos moleculares sumamente reactivos dentro de la célula lo que hace a la radiación tan peligrosa para nosotros y para los demás seres vivos. De hecho, alrededor de 500 rads bastarían para matar a casi cualquier persona. Una sola dosis de 1000 rads mataría a prácticamente cualquier mamífero. En comparación, la dosis media anual de radiación que una persona absorbe por las radiografías médicas y dentales que se le toman es de alrededor de 1 rad.

Por último, está el **rem**, acrónimo de la expresión en inglés roentgen equivalency in man (equivalencia del roentgen en el ser humano) y una medida del daño biológico producido por una dosis específica de radiación. El rem es una unidad que tiene en cuenta no sólo la cantidad de radiación absorbida, sino además el tipo de radiación. En vez de

dar una definición precisa del rem, por ahora bastará con una definición más general. Si se califica una dosis de radiación como de 4.5 rems, esta dosis puede provocar un daño biológicoe quivalentea ld e4 .5r adse mitidosp orl am uestrae stándar.

No es importante que conozcas los detalles de cuántas desintegraciones se producen en 30 min en una muestra de radio de 2.7 Ci. Lo que debes saber es que

- el número de curies indica cuán activa es la muestra;
- eln úmerod er oentgensi ndicac uántae nergíat ransfierea la ireu nad osis;
- el número de rads indica cuánta energía transfiere una dosis a los tejidos;
- eln úmerod er emsi ndicac uánto dañob iológicop rovocau nad osis.

Un roentgen y un rad son aproximadamente iguales. Al absorberse en tejido muscular, 1 R genera alrededor de 1 rad de energía.

EJEMPLO 18.4 Unidades de radiación

Aproximadamente, ¿cuánta radiación se espera que una persona reciba cada año debido a las radiografías médicas y dentales que se le toman? ¿Cuántos rads pueden matar a una persona?

SOLUCIÓN Recibimos en promedio alrededor de 1 rad/año debido a las radiografías médicasy d entales. Aproximadamente5 00r adsp uedenm atara u nap ersona.

EJERCICIO 18.4

(a) ¿Quée sl ar adiacióni onizante?

(b) ¿Qué unidad es una medida del daño biológico y tiene en cuenta el tipo de radiación?

18.4 Detectores de radiación

Los **contadores Geiger** son instrumentos que sirven para detectar la radiación de alta energía (ionizante). Un contador Geiger tiene un tubo metálico con una ventanilla de vidrio o plástico delgado por donde la radiación puede entrar (Fig. 18.7). El tubo está lleno de un gas a baja presión. Un alambre que corre a lo largo del centro del tubo es el ánodo,

El contador Geiger se conoce también como contador Geiger-Müller (G-M).

Figura 18.7 ContadorG eiger.

Figura 18.8 Todap ersonaq ue trabajec ercad em ateriales radiactivosd ebep ortaru nap laca oa nillod ep elícula. Lae xposición totala l ar adiacións ev igila estrechamente.

y tiene una carga positiva grande. La caja metálica del tubo es el cátodo. La radiación que entra en el tubo produce iones desprendiendo electrones de las moléculas de gas (por eso se le llama *radiación ionizante*). El alambre con carga positiva del centro del tubo atrae estos electrones, y los iones positivos se desplazan hacia la pared metálica. Entre los dos electrodos fluye una pequeña corriente eléctrica, que se amplifica y se emplea para generar una lectura en un medidor, un sonido o el parpadeo de una luz. El medidor se calibra en cuentas por minuto o en alguna otra unidad de cambio que resulte conveniente.

Existen numerosos tipos de detectores de radiación para usos especiales. Por ejemplo, las personas que trabajan con materiales radiactivos utilizan detectores personales. Por lo general, se trata de simples placas de película (Fig. 18.8) que se llevan en el bolsillo o en la cintura, o incluso en anillos, y que reaccionan ante la radiación como la película ante la luz. La placa de película registra la cantidad total de radiación recibida por su portador a lo largo de cierto periodo. Los trabajadores de laboratorios de radiología de hospitales, de las centrales nucleoeléctricas y de otras industrias usan estas placas.

EJEMPLO 18.5 Detectores de radiación

¿Cuáld el osd ispositivosd escritose ne stas ección

(a) sirve parav igilarl ar adiacións otalq ueu nap ersonar ecibe?

(b) detectal a *rapidez* ded esintegracións uclear?

SOLUCIÓN

(a) lap lacad ep elícula **(b)** elc ontadorG eiger

EJERCICIO 18.5

(a) ¿Por qué un radiólogo de hospital usa una placa de película en vez de un contador Geiger?

(b) Si la lectura es de cuentas por minuto, ¿estás utilizando un contador Geiger o una placad ep elícula?

Véansel os problemas 18.35-18.38.

18.5 Radiación de fondo

Todo el tiempo incide en nosotros radiación proveniente de las fuentes naturales; nadie escapa de ella. Esta **radiación de fondo** siempre presente se compone de los rayos cósmicos que llegan del Sol y del espacio exterior; de la radiación de los isótopos radiactivos naturales presentes en el agua, el suelo y las rocas; y de la radiación emitida por fuentes artificiales. Cada habitante de Estados Unidos recibe alrededor de 100 mrem de exposición al año, pero la cantidad específica de radiación de fondo varía de un lugar a otro. Las personas que viven a gran altitud reciben más radiación cósmica que quienes habitan a baja

altitud. Esto se debe a que el aire absorbe parte de los rayos. Las personas que viven cerca de ciertos depósitos minerales también reciben más radiación de fondo.

Alrededor de 80 de los aproximadamente 350 isótopos naturales son radiactivos. El potasio-40, el torio-232, el radón-222 (lee el recuadro "El radón-222 en la vida diaria") y los isótopos de uranio son ejemplos importantes. El uranio-238, por ejemplo, se desintegra al paso del tiempo hasta transformarse en plomo-206 por una serie de 14 reacciones nucleares, como se muestra en la figura 18.9.

La radiación emitida por el uranio y el torio penetra tan poco en el aire y la piel que no representa una amenaza externa. Sin embargo, estos elementos plantean serios problemas si se tragan o se inhalan, pues se descomponen en otros elementos radiactivos, entre ellos el radio. El radio se asemeja al calcio en cuanto a sus propiedades químicas (ambos son elementos del Grupo IIA de la tabla periódica) y ocupa con facilidad el lugar del calcio en los huesos y dientes. La misma carencia de poder de penetración que hace relativamente inocuos a estos elementos radiactivos fuera del cuerpo los hace más dañinos en su interior. La radiación atrapada dentro del cuerpo destruye componentes vitales de las células.

Conexión con el mundo real
Una persona recibe alrededor de 0.6 mrem/h cuando vuela a 12 000 m de altura sobre el norte de Estados Unidos. En Denver, al nivel del suelo, se reciben alrededor de 0.12 mrem/h. **Quienes fuman** una cajetilla de cigarrillos al día aportan otros 40 mrem o más de radiación a sus pulmones diariamente.

El potasio-40 radiactivo está presente entre los átomos de potasio de origen natural en proporción de 0.012% en masa.

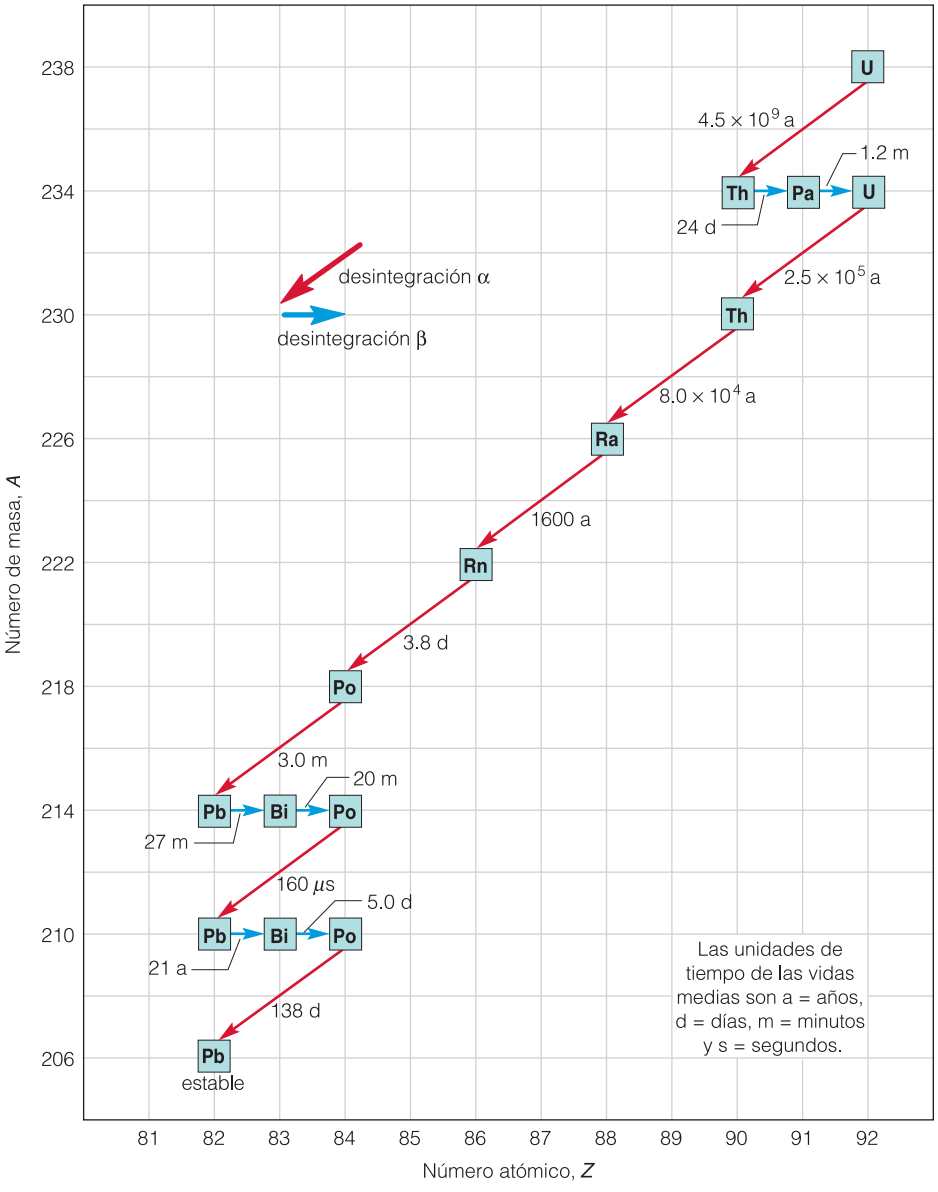


Figura 18.9 Seried e desintegraciónd elu ranio-238. Cadae misiónd eu nap artículaa lfa reduce el número de masa de un átomo en 4 y el número atómico en 2 unidades. La emisión de una partículab etae levae ln úmero atómico de un átomo en 1 pero noa lterae ln úmerod em asa.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

El radón-222 en la vida diaria

El radón es un elemento radiactivo de origen natural que no es reactivo desde el punto de vista químico: es un gas noble. Este elemento es un producto de la desintegración radiactiva del uranio-238 y del radio-226.

Hay tres isótopos del radón. Dos de ellos, el radón-219 y el radón-220, se desintegran con gran rapidez; su vida media se mide en segundos. El tercer isótopo, el radón-222, tiene una vida media de 3.82 días y se desintegra emitiendo partículas alfa y radiación gamma. Entre los isótopos producto de la desintegración del radón —llamados hijos del radón— están el polonio-218 (vida media: 3.11 minutos) y el polonio-214 (vida media: 0.0002 segundos). Estos hijos del radón también se desintegran por emisión de partículas alfa.

Una vez formado, el radón-222 químicamente no reactivo asciende a través del subsuelo. El gas penetra en los hogares a través de grietas del piso de los sótanos. Si se inhala, casi todo se exhala de inmediato, pero debido a que su vida media es corta, parte del radón se desintegra en los pulmones antes de ser exhalado. Son los dos hijos sólidos del radón —los radioisótopos de polonio que son emisores alfa— los que representan la mayor amenaza para la salud. Al quedar atrapados en los pulmones, los hijos radiactivos del radón dañan las células y producen cáncer. El gobierno estadounidense estima que las concentraciones altas de radón en interiores provocan de 5000 a 20 000 decesos por cáncer cada año.

El Environmental Protection Agency (EPA; Organismo para la Protección Ambiental) de E.U.A. recomienda un límite máximo de 4 picocuries (pCi) de radiación por litro de aire en las viviendas. El aire de exteriores contiene apenas 0.2 pCi de radón por litro. En un estudio realizado por el EPA en 1988 se estima que 8 millones de viviendas estadounidenses tienen niveles potencialmente peligrosos de radón. Se estima que en todo el país alrededor de 200 000 viviendas tienen niveles de radón por encima de 20 pCi/L.

Los equipos domésticos para detección de radón son fáciles de usar y se consiguen en las ferreterías locales. Si se encuentran niveles de radón altos, el propietario de la casa o el contratista deberá tomar medidas correctivas como rellenar las grietas de los pisos e instalar tubos para ventilar el gas que se acumula debajo del piso de los sótanos.

Los detectores domésticos de radiación como los que aquí se muestran se adquieren en las ferreterías locales. Una vez utilizado, el detector se envía por correo a un laboratorio para ser analizado después de haber sido usado.

En términos de riesgo de cáncer pulmonar, se estima que respirar aire contaminado con radón durante 18 h/día equivale a fumar de una a dos cajetillas de cigarrillos por día. Aunque sin lugar a dudas el consumo de cigarrillos es la causa principal de cáncer pulmonar en Estados Unidos, ahora se piensa que el radón gaseoso ocupa el segundo lugar entre las causas de cáncer pulmonar. Los fumadores que viven en un ambiente con alta concentración de radón corren un riesgo más de dos veces mayor de contraer cáncer pulmonar, pues la combinación de cigarrillos y radón es particularmente carcinógena.

Exposición de las personas a fuentes de radiación artificiales

Alrededor del 82% de la exposición a la radiación tiene su origen en fuentes naturales (incluido el 55% debido al radón), pero un 18% proviene de fuentes sintéticas. Por ejemplo, los rayos X y la medicina nuclear originan alrededor del 15% del total, como se muestra en la figura 18.10.

En 1979 escapó material radiactivo durante un paro de emergencia de la central nucleoeléctrica de Three Mile Island cerca de Harrisburg, Pennsylvania. Aunque no hubo pérdida de vidas humanas, el peligro asociado con este escape fue objeto de debate por dos grupos distintos. Por una parte, se argumentaba que los habitantes de las comunidades vecinas quedaron expuestas a muy poca radiación (no mucha más que la radiación de fondo normal). En el lado contrario estaba un grupo que sostenía que los isótopos radiactivos liberados terminarían por introducirse en el organismo con los alimentos o el aire inhalado. Los radioisótopos se concentrarían entonces dentro del cuerpo, según alegaban estas personas, y permanecerían en él causando daños a largo plazo a diversos órganos. Sólo los registros médicos del futuro podrán decirnos cuál grupo acertó en su juicio.

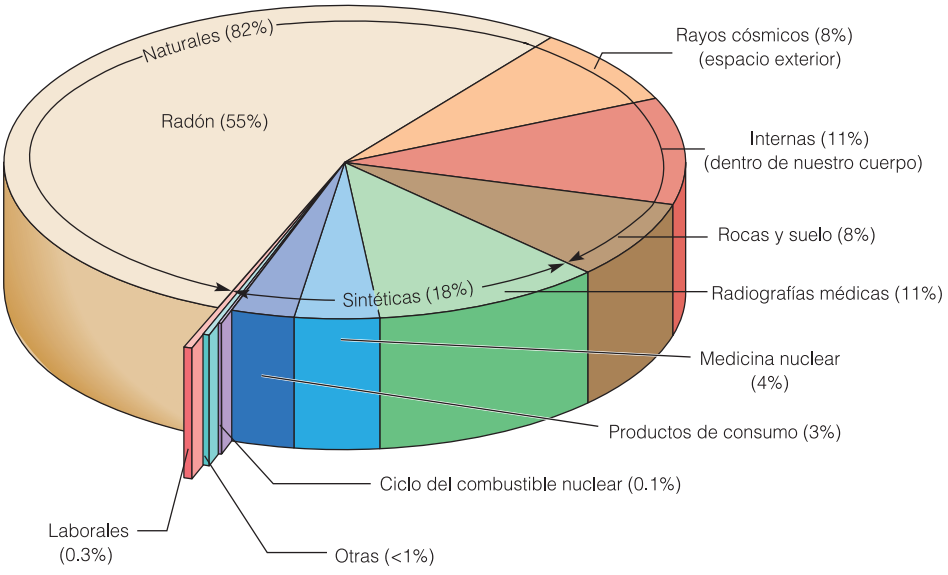


Figura 18.10 La mayor parte de la exposición humana a la radiación proviene de fuentes naturales. La contribución individual más grande es la del radón.

No sólo recibimos un bombardeo constante de radiación proveniente de fuentes externas, sino que nosotros mismos somos radiactivos. Algo así como el 11% de la exposición procede de fuentes de radiación internas (Fig. 18.10) como el potasio 40 radiactivo de origen natural. Puesto que las personas han estado expuestas a la radiación de fondo desde el momento en que aparecieron sobre la Tierra, es evidente que esta fuente produce muy pocos daños permanentes a nuestro cuerpo (o bien, cualquiera que sea el daño, se acepta como normal). Algunas personas, no obstante, están cada vez más preocupadas por la exposición adicional a la radiación proveniente de fuentes médicas, centrales nucleoeléctricas y el radón gaseoso de los hogares.

EJEMPLO 18.6 Radiación de fondo

Aproximadamente, ¿qué porcentaje de la radiación de fondo proviene de fuentes naturales? Cita cuatro fuentes naturales de la radiación de fondo.

SOLUCIÓN Alrededor del 82% de la radiación de fondo procede de fuentes naturales. Las cuatro fuentes naturales son el radón gaseoso, los rayos cósmicos, la radiación del interior del cuerpo y la radiación de las rocas y el suelo (Fig. 18.10).

EJERCICIO 18.6

(a) Uno de los núclidos de la serie de desintegración del uranio-238 es el radio-226. Con base en la figura 18.9, indica cuál es la vida media del radio-226 y el tipo de desintegración que sufre.

(b) El producto de la desintegración del radio-226 es radón-222. ¿Cuál es la vida media del radón-222 y qué tipo de radiación emite?

Véansel osp roblemas 18.39-18.50.

18.6 Transmutaciones artificiales

Las formas de radiactividad descritas hasta este punto están presentes en la naturaleza. También se consigue que ocurran reacciones nucleares bombardeando núcleos estables con partículas alfa y otros iones positivos. Si se les imparte la energía suficiente, estas partículas con carga pueden penetrar y ser capturadas por un núcleo objetivo bombar-

deado con ellas. El núcleo objetivo sufre una transmutación, es decir, un tipo de átomo se transforma en otro. Debido a que este cambio no habría ocurrido de forma natural, el procesos ed enomina **transmutacióna rtificial**.

Rutherford dirigió estas investigaciones en 1919, pocos años después de su famoso experimento de la laminilla de oro.

Ernest Rutherford bombardeó varios elementos ligeros con partículas alfa. Al bombardear nitrógeno, se emitieron protones.

$$^{14}_{7}\text{N} + ^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow ^{17}_{8}\text{O} + ^{1}_{1}\text{H}$$

(Puesto que el núcleo de hidrógeno es un protón, se utiliza el símbolo $^{1}_{1}\text{H}$ para representar 1 protón.) Advierte que la suma de los números de masa de la izquierda es igual que la suma de los números de masa de la derecha. También los subíndices (las cargas de las partículas)e stánb alanceados.

Eugen Goldstein ya había generado protones en sus experimentos con el tubo de descarga (Capítulo 5). Obtuvo estas partículas a partir del hidrógeno gaseoso encerrado en el tubo arrancando electrones a los átomos de hidrógeno.

Ya para 1914 Rutherford había previsto la presencia de protones en todos los núcleos, y en 1919 proporcionó la primera comprobación experimental de la existencia de los protones como partículas fundamentales. El experimento de Rutherford demostró que se pueden obtener protones del núcleo de un átomo distinto del hidrógeno, lo cual indica que los protones son *partículas fundamentales*. Por partículas fundamentales se entienden las unidades básicas a partir de las cuales se forman estructuras más complicadas (como el núcleo de nitrógeno). El experimento de Rutherford, que aquí se describe, fue la primera reacción nuclear inducida.

Se llevaron a cabo numerosas transmutaciones en la década de 1920. Más tarde, en 1932, una de estas reacciones dio lugar al descubrimiento de otra partícula fundamental. Cuando el científico inglés James Chadwick bombardeó berilio con partículas alfa, identificó neutrones entre los productos de la reacción.

$$^{9}_{4}\text{Be} + ^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow ^{12}_{6}\text{C} + ^{1}_{0}\text{n}$$

Chadwick había realizado un descubrimiento importante; se hizo acreedor al Premio Nobel de Física de 1935.

EJEMPLO 18.7 Bombardeo nuclear

Cuando se bombardea potasio-39 con neutrones, se forma cloro-36. ¿Qué otra partícula se emite?

$$^{39}_{19}\text{K} + ^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow ^{36}_{17}\text{Cl} + ?$$

SOLUCIÓN Para balancear la ecuación hace falta una partícula con una masa de 4 y númeroa tómico2 .S et ratad eu nap artículaa lfa.

$$^{39}_{19}\text{K} + ^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow ^{36}_{17}\text{Cl} + ^{4}_{2}\text{He}$$

EJERCICIO 18.7

(a) Las transmutaciones artificiales han permitido obtener elementos sintéticos como el curio-242, que se produce bombardeando plutonio-239 con partículas alfa. ¿Qué otra partícula se emite?

(b) Cuando se bombardea aluminio-27 con partículas alfa, se produce fósforo-30 y otrap artícula.¿ Cuále se stap artícula?

18.7 Radiactividad inducida

Las primeras reacciones nucleares artificiales produjeron isótopos estables que ya se conocían en la naturaleza. Sin embargo, era inevitable que tarde o temprano se produjese un núcleo inestable. Irène Curie (hija de Marie y Pierre Curie, los ganadores del premio Nobel de

Figura 18.11 Irène y Frédéric Joliot-Curie descubrieron la radiactividad inducida artificialmente en 1934, y se hicieron acreedores al Premio Nobel de Química de 1935. Los Joliot-Curie adoptaron el apellido combinado para perpetuar el apellido Curie. Los padres de Irène Curie, Marie y Pierre Curie, tuvieron dos hijas pero ningún hijo varón.

1903) y su esposo, Frédéric Joliot (Fig. 18.11), estudiaban el bombardeo de aluminio con partículas alfa. Este bombardeo produjo neutrones y un isótopo de fósforo como residuo.

La obra de los Curie se describe en el recuadro referente a ellos de la sección 5.1.

$$^{27}_{13}\text{Al} + ^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow ^{30}_{15}\text{P} + ^{1}_{0}\text{n}$$

Para su gran sorpresa, el blanco continuó emitiendo partículas aún después de concluido el bombardeo. La razón es que el fósforo-30 es un isótopo inestable que emite partículas llamadas **positrones**, $^{0}_{+1}\text{e}$, cuya masa es igual a la del electrón pero tienen carga positiva. La ecuación de la reacción observada por los Curie se escribe como sigue.

$$^{30}_{15}\text{P} \longrightarrow ^{0}_{+1}\text{e} + ^{30}_{14}\text{Si}$$

Con esto surge de nuevo la pregunta: si el núcleo contiene sólo protones y neutrones, ¿de dónde proviene esta partícula? Para responder esta pregunta intenta visualizar la transformación de un protón (un núcleo de hidrógeno) en un neutrón y un positrón que es expulsadod eln úcleo.

$$^{1}_{1}\text{H} \longrightarrow ^{0}_{+1}\text{e} + ^{1}_{0}\text{n}$$

Cuando se emite el positrón, de pronto el núcleo original tiene un protón menos, pero un neutrón más que al principio. Por tanto, el núcleo conserva el mismo número de masa pero su número atómico disminuye en 1. En la figura 18.12 se presenta otro ejemplo de emisión de positrones.

Como resultado de su descubrimiento de la radiactividad inducida artificialmente en 1934, los Joliot-Curie se hicieron acreedores al Premio Nobel de Química de 1935, el mismo año en que Chadwick recibiera el Premio de física por su descubrimiento del neutrón.

El uranio, U, de número atómico 92 (Z = 92) era el elemento más pesado conocido hasta 1940, cuando se sintetizó neptunio (Z = 93) en la Universidad de California en Berkeley bombardeando uranio con neutrones. A partir de entonces el grupo de investigación de Glenn T. Seaborg y científicos nucleares de Dubna, Rusia, y de Darmstadt, Alemania, han preparado otros elementos transuránicos (del 94 al 112, más el 114) por medio del ciclotrón y de modernos aceleradores de partículas (Tabla 18.2).

Como reconocimiento al trabajo de Glenn T. Seaborg, al elemento 106 se le dio el nombre de seaborgio, Sg.

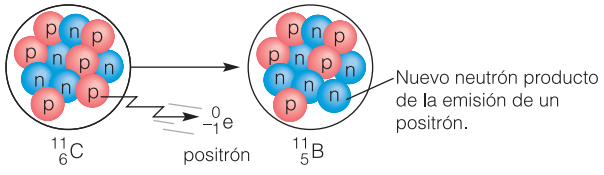


Figura 18.12 Cambion uclearq ue acompañal ae misiónd e positrones.

Tabla 18.2 Preparación de los elementos transuránicos

Número atómico	Nombre	Símbolo	Año de su descubrimiento	Reacción
93	Neptunio	Np	1940	$^{238}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{239}_{93}\text{Np} + {}^{0}_{-1}\text{e}$
94	Plutonio	Pu	1940	$^{238}_{92}\text{U} + {}^{2}_{1}\text{H} \longrightarrow {}^{238}_{93}\text{Np} + 2\ {}^{1}_{0}\text{n}$ $^{238}_{93}\text{Np} \longrightarrow {}^{238}_{94}\text{Pu} + {}^{0}_{-1}\text{e}$
95	Americio	Am	1944	$^{239}_{94}\text{Pu} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{240}_{95}\text{Am} + {}^{0}_{-1}\text{e}$
96	Curio	Cm	1945	$^{239}_{94}\text{Pu} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{242}_{96}\text{Cm} + {}^{1}_{0}\text{n}$
97	Berkelio	Bk	1949	$^{241}_{95}\text{Am} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{243}_{97}\text{Bk} + 2\ {}^{1}_{0}\text{n}$
98	Californio	Cf	1950	$^{242}_{96}\text{Cm} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{245}_{98}\text{Cf} + {}^{1}_{0}\text{n}$
99	Einstenio	Es	1952	$^{238}_{92}\text{U} + 15\ {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{253}_{99}\text{Es} + 7{}^{1}_{0}\text{e}$
100	Fermio	Fm	1952	$^{238}_{92}\text{U} + {}^{16}_{8}\text{O} \longrightarrow {}^{250}_{100}\text{Fm} + 4\ {}^{1}_{0}\text{n}$
101	Mendelevio	Md	1955	$^{253}_{99}\text{Es} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{256}_{101}\text{Md} + {}^{1}_{0}\text{n}$
102	Nobelio	No	1958	$^{246}_{96}\text{Cm} + {}^{12}_{6}\text{C} \longrightarrow {}^{254}_{102}\text{No} + 4\ {}^{1}_{0}\text{n}$
103	Laurencio	Lr	1961	$^{250}_{98}\text{Cf} + {}^{11}_{5}\text{B} \longrightarrow {}^{257}_{103}\text{Lr} + 4\ {}^{1}_{0}\text{n}$
104	Rutherfordio	Rf	1964	$^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{12}_{6}\text{C} \longrightarrow {}^{257}_{104}\text{Rf} + 4\ {}^{1}_{0}\text{n}$
105	Dubnio	Db	1970	$^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{15}_{7}\text{N} \longrightarrow {}^{260}_{105}\text{Db} + 4\ {}^{1}_{0}\text{n}$
106	Seaborgio	Sg	1974	$^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{18}_{8}\text{O} \longrightarrow {}^{263}_{106}\text{Sg} + 4\ {}^{1}_{0}\text{n}$
107	Bohrio	Bh	1981	$^{209}_{83}\text{Bi} + {}^{54}_{24}\text{Cr} \longrightarrow {}^{262}_{107}\text{Bh} + {}^{1}_{0}\text{n}$
108	Hasio	Hs	1984	$^{208}_{82}\text{Pb} + {}^{58}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{265}_{108}\text{Hs} + {}^{1}_{0}\text{n}$
109	Meitnerio	Mt	1988	$^{209}_{83}\text{Bi} + {}^{58}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{266}_{109}\text{Mt} + {}^{1}_{0}\text{n}$
110	Aún sin nombre		1994	$^{208}_{82}\text{Pb} + {}^{62}_{28}\text{Ni} \longrightarrow {}^{269}_{110}110 + {}^{1}_{0}\text{n}$
111	Aún sin nombre		1994	$^{209}_{83}\text{Bi} + {}^{64}_{28}\text{Ni} \longrightarrow {}^{272}_{111}111 + {}^{1}_{0}\text{n}$
112	Aún sin nombre		1996	$^{208}_{82}\text{Pb} + {}^{69}_{30}\text{Zn} \longrightarrow {}^{277}_{112}112$
114	Aún sin nombre		1999	$^{244}_{94}\text{Pu} + {}^{48}_{20}\text{Ca} \longrightarrow {}^{289}_{114}114 + 3\ {}^{1}_{0}\text{n}$
116	Aún sin nombre*		1999	$^{293}_{118}118 \longrightarrow {}^{289}_{116}116 + {}^{4}_{2}\text{He}$
118	Aún sin nombre*		1999	$^{208}_{82}\text{Pb} + {}^{86}_{36}\text{Kr} \longrightarrow {}^{293}_{118}118 + {}^{1}_{0}\text{n}$

*Al momento de imprimirse este libro existen dudas con respecto a los elementos 116 y 118; sus síntesis respectivas no han podido ser repetidas.

EJEMPLO 18.8 **Elementos nuevos y sus aplicaciones**

El carbono-10 es un isótopo radiactivo que emite un positrón al desintegrarse. Completa la ecuación nuclear de este proceso.

$$^{10}_{6}\text{C} \longrightarrow {}^{0}_{+1}\text{e} + ?$$

SOLUCIÓN Para balancear la ecuación hace falta una partícula con una masa de 10 yn úmeroa tómico5 (boro).

$$^{10}_{6}\text{C} \longrightarrow {}^{0}_{+1}\text{e} + {}^{10}_{5}\text{B}$$

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Exámenes port omografía dee misión de positrones(TEP)

El positrón es más que una partícula subatómica que sólo interesa a los científicos; ha resultado muy útil en el campo de la medicina, tanto en el diagnóstico como en la investigación médica. La tomografía de emisión de positrones (TEP) es una técnica que utiliza radioisótopos emisores de positrones y la tecnología de cómputo moderna para examinar y obtener imágenes de órganos internos.

La TEP permite medir procesos dinámicos que se llevan a cabo en el organismo, por ejemplo, los niveles hormonales, el flujo sanguíneo o la tasa metabólica del oxígeno o la glucosa. Se utilizan exámenes por TEP para identificar zonas de daño cerebral que desencadenan ataques epilépticos graves y otros trastornos. Con antelación al examen, se inhalan o se inyectan compuestos que contienen isótopos emisores de positrones, como el carbono-11. El positrón emitido recorre una distancia muy corta dentro del cuerpo, pues muy pronto encuentra un electrón, choca con él y produce dos rayos gamma.

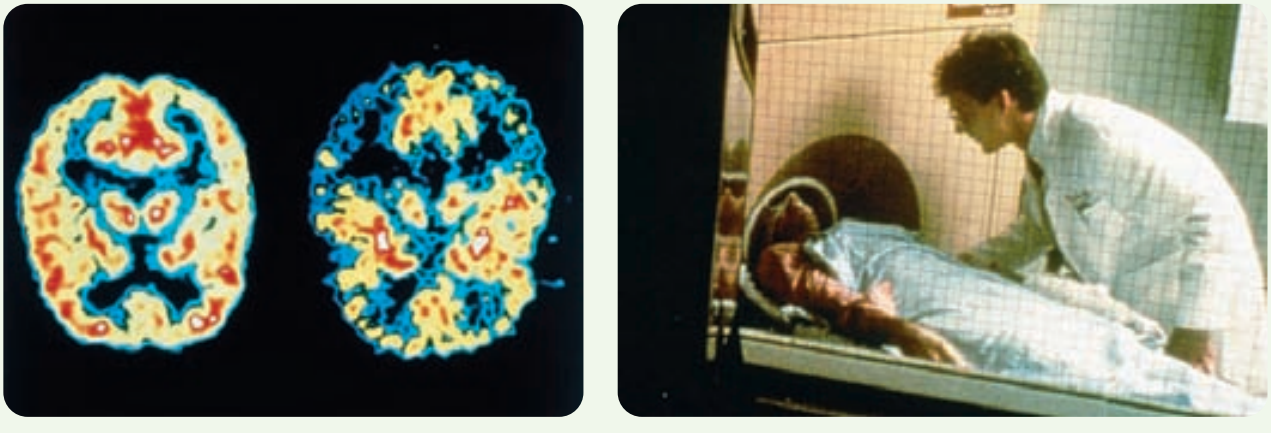
$$^{11}_{16}\mathrm{C} \longrightarrow {}^{11}_{15}\mathrm{B} + {}^{+0}_{+1}\mathrm{e}$$

$${}^{+0}_{+1}\mathrm{e} + {}^{-0}_{-1}\mathrm{e} \longrightarrow 2\gamma$$

Estos rayos gamma salen del cuerpo al mismo tiempo, en sentidos exactamente opuestos. Unos detectores colocados en lados opuestos del paciente registran estos rayos pasando por alto otros rayos gamma de la radiación de fondo. Una computadora calcula el punto dentro del cuerpo en el que ocurrió la aniquilación del positrón y el electrón y genera una imagen de esa zona.

La técnica de TEP tiene gran importancia en la investigación médica. Por ejemplo, en tiempos recientes se ha utilizado la TEP para localizar la sede de la ansiedad y el pánico en los lóbulos temporales, situados detrás de los ojos. Si los investigadores pudiesen identificar los procesos médicos que desencadenan la ansiedad, se podrían descubrir nuevos fármacos capaces de prevenir o frenar los ataques de pánico. También se utiliza la TEP para estudiar la esquizofrenia, la enfermedad de Alzheimer y otros trastornos de origen nervioso.

El equipo para TEP cuesta el equivalente de millones de dólares, y un solo examen resulta muy costoso, pero esta técnica proporciona información que de otro modo sólo podría obtenerse sometiendo al paciente a los riesgos de una cirugía. Además, cierta información que esta técnica proporciona no puede obtenerse por otros medios.



(a) (b)

La tomografía de emisión de positrones (TEP) se utiliza en la investigación y el diagnóstico médicos. A la derecha se muestra un paciente colocado en posición para la TEP (b). En (a) se presentan imágenes de uncerebro normal (extremo izquierdo) y de un cerebro con enfermedad de Alzheimer. Una mayor presencia de rojo y amarillo indica gran actividad cerebral.

EJERCICIO 18.8

(a) El neptunio-238 (elemento 93) se sintetiza bombardeando uranio-238 con hidrógeno2 .E scribeu nae cuaciónb alanceadad ee stas íntesis.

(b) El núclido neptunio-238 es inestable y emite una partícula beta cuando se desintegra. Escribe una ecuación balanceada que muestre esta desintegración y el elemento nuevo que se forma.

Véanse los problemas 18.51-18.56.

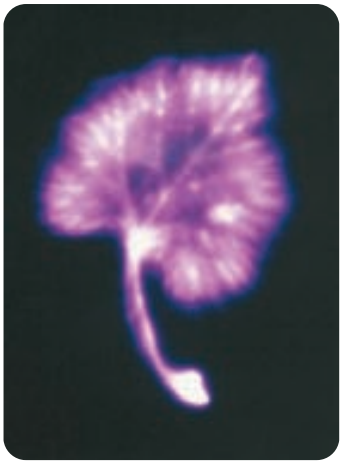


Figura 18.13 Autorradiografía dondes eo bserval ai ncorporación de fósforo en una planta verde.

18.8 Usos prácticos de algunos radioisótopos

Científicos de una extensa variedad de campos utilizan isótopos radiactivos como **marcadores** en sistemas fisicoquímicos y biológicos. Los isótopos de un elemento dado, sean radiactivos o no, se comportan de modo casi idéntico tanto química como físicamente; este hecho permite utilizar isótopos radiactivos, que se detectan con facilidad, para estudiar sistemas complicados.

Por ejemplo, se puede aplicar a una planta un fertilizante que contenga fósforo radiactivo para medir la incorporación de este elemento. Un método simple de detección consiste en colocar la planta sobre una película fotográfica, donde la radiación expone la película de modo muy parecido a como lo hace la luz. Este tipo de exposición, llamado *autorradiografía*, muestra la distribución del fósforo en la planta (Fig. 18.13). Los marcadores radiactivos se emplean extensamente en la investigación agrícola para estudiar la eficacia de los fertilizantes y herbicidas, para comparar el valor nutritivo de diversos tipos de forraje y para identificar los métodos óptimos para combatir las plagas de insectos.

Un método que ayuda a conservar los alimentos consiste en **irradiarlos**, es decir, en exponerlos a fuentes de radiación gamma (Fig. 18.14). La radiación destruye los microorganismos que provocan la descomposición de los alimentos. Los alimentos irradiados muestran poco cambio en cuanto a sabor o apariencia. A algunas personas les preocupan los posibles efectos nocivos de las sustancias producidas por la radiación, pero no hay pruebas sólidas de daños producidos en animales de laboratorio alimentados con productos irradiados, ni se conoce efecto adverso alguno en los seres humanos de países donde se ha utilizado la irradiación desde hace ya varios años. No se detecta radiación residual en los alimentos después de la irradiación.

Incluso los isótopos de elementos transuránicos (los elementos sintéticos de número atómico mayor que 92) han encontrado un lugar útil en el mundo actual. Por ejemplo, la energía generada por la desintegración del plutonio-238 radiactivo producido de forma artificial hace funcionar ciertos marcapasos cardiacos. Este isótopo tiene una vida media relativamente larga, por lo que el dispositivo puede funcionar durante unos 10 años antes de que sea necesario reemplazarlo. Otro isótopo transuránico, el americio-241, se utiliza en los detectores de humo domésticos (del tipo de ionización).

En la investigación científica básica se han empleado muchos tipos de radioisótopos. El mecanismo de la fotosíntesis se dilucidó en gran parte utilizando carbono-14 como marcador. Las vías metabólicas de plantas, animales y seres humanos se estudian por medio de marcadores radiactivos. El potencial del uso de estos conocimientos para el bien de la humanidad es tan enorme como el potencial que ofrece el uso de las bombas nucleares para hacer el mal.

Conexión con el mundo real
Alimentos irradiados: el uso de rayos gamma para destruir bacterias de las carnes rojas se mencionó en la sección 18.1. La Administración de Alimentos y Fármacos de Estados Unidos y la Asociación Médica Americana (American Medical Association) respaldan el uso de cobalto-60 para irradiar carne con rayos gamma; no obstante, pocos procesadores de carnes la aplican por temor a una reacción negativa del público y a las protestas de los grupos que se oponen al uso de energía nuclear. Pese a que los expertos afirman lo contrario, mucha gente piensa que la irradiación hace radiactivos los alimentos.

Conexiones con el mundo real
Elementos transuránicos
- Plutonio-238 en los marcapasos
- Americio-241 en los detectores de humo

Medicina nuclear

En medicina nuclear los radioisótopos tienen dos tipos de usos distintos: terapéuticos y diagnósticos. En la *terapia por radiación* se intenta tratar o curar las enfermedades con

Figura 18.14 Lar adiacióng amma retardal ad escomposiciónd el os hongos. Losh ongos del ad erecha fueron irradiados; no así los de la izquierda.

Tabla 18.3 Algunos radioisótopos y su aplicación en medicina

Isótopo	Nombre	Radiación	Vida media*	Usos
^{51}Cr	Cromo-51	γ	27.8 d	Determinación del volumen de glóbulos rojos y del volumen total de sangre
^{57}Co	Cobalto-57	γ	270 d	Determinación de la incorporación de vitamina B_{12}
^{60}Co	Cobalto-60	β, γ	5.3 a	Tratamiento del cáncer por radiación
^{153}Gd	Gadolinio-153	γ	242 d	Determinación de la densidad ósea
^{131}I	Yodo-131	β, γ	8.0 d	Detección de la disfunción de la tiroides; tratamiento del cáncer de tiroides
^{59}Fe	Hierro-59	β, γ	44.5 d	Medición de la tasa de formación y del tiempo de vida de los glóbulos rojos
^{32}p	Fósforo-32	β	14.3 d	Detección de cáncer de la piel
^{226}Ra	Radio-226	α, γ	1590 a	Terapia del cáncer por radiación
^{24}Na	Sodio-24	β, γ	15.0 h	Detección de obstrucciones en el sistema circulatorio
^{99m}Tc	Tecnecio-99^{m}	γ	6.0 h	Obtención de imágenes de encéfalo, tiroides, hígado, riñón, pulmón y sistema cardiovascular
^{3}H	Tritio	β	12.3 a	Determinación del contenido corporal total de agua

*h = horas, d = días, a = años.

radiación. El uso *diagnóstico* de los radioisótopos se propone obtener información acerca del tipo o grado de una enfermedad. La tabla 18.3 presenta diversos radioisótopos que se utilizan en medicina.

El cáncer no es una sola enfermedad, sino muchas. Ciertas formas son particularmente susceptibles a la terapia por radiación. La radiación se dirige con cuidado hacia el tejido canceroso, procurando reducir al máximo la exposición de las células normales. Si la gran energía de la radiación consigue matar las células cancerosas, se consigue detener el cáncer. Sin embargo, las personas que se someten a terapia por radiación suelen experimentar malestar o agotamiento debido al tratamiento. El objetivo de la terapia por radiación es destruir las células cancerosas antes de que el tejido sano sufra daños excesivos.

Conexión médica
Los síntomas habituales del malestar por radiación son náusea y vómito.

Durante muchos años se utilizaron compuestos de radio para tratar el cáncer por radiación. El radio-226 es un emisor alfa y gamma.

$$^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\text{He} + \gamma$$

El radón, Rn, que se produce es un gas radiactivo. A fin de impedir su escape, el radio se encerraba herméticamente en recipientes huecos muy pequeños de oro o platino que se podían insertar directamente en el tumor para irradiar el tejido hasta administrar la dosis deseada. Por desgracia, los recipientes eran tan pequeños que a veces se perdían, y los esfuerzos desesperados por encontrarlas no siempre tenían éxito.

Hoy en día se utiliza extensamente el cobalto-60 para la terapia del cáncer. Este núclido se prepara bombardeando el cobalto-59 ordinario con neutrones en reactores nucleares especializados en la síntesis de radioisótopos.

$$^{59}_{27}\text{Co} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{60}_{27}\text{Co}$$

El cobalto-60 emite partículas beta y rayos gamma intensos, pero en la práctica médica se eliminan las partículas beta por filtración. Hoy en día son muy comunes las unidades de terapia con cobalto-60 con intensidades de más de 1000 Ci (Fig. 18.15). Con el tiempol af uenter adiactivas ed ebilitam uchoy e sn ecesarior eponerla.

La vida media del cobalto-60 es de 5.3 años.

El yodo-131 radiactivo se utiliza con fines tanto terapéuticos como diagnósticos. Se emplea para determinar el tamaño, forma y actividad de la glándula tiroides, y también

Figura 18.15 Unidadd ec obalto-60 para lat erapiac onr adiación.

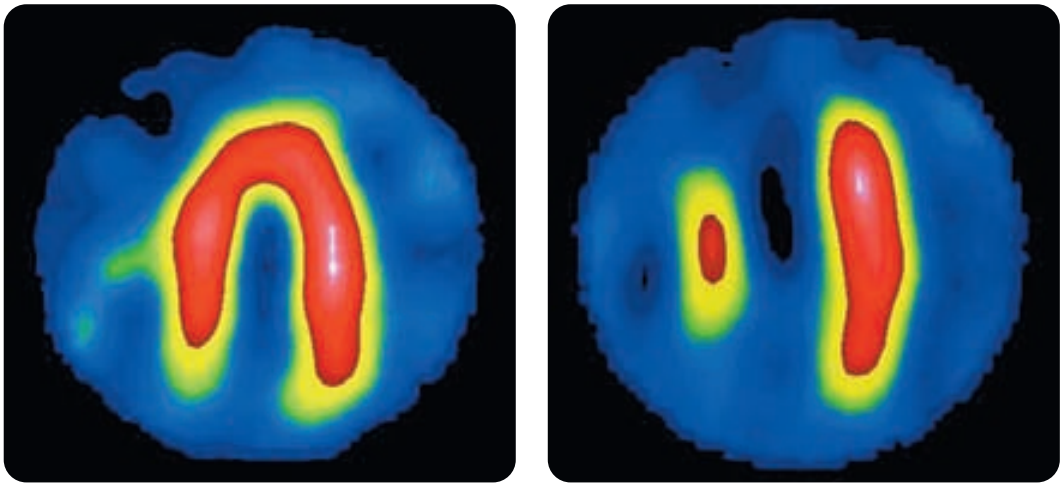
para regular una tiroides hiperactiva y tratar el cáncer de tiroides. En todos los casos, el paciente ingiere una solución de yoduro de potasio que contiene yodo-131. El organismo concentra el yodo en la tiroides. Para el tratamiento de cáncer de tiroides se emplean dosis grandes; en cambio, para fines diagnósticos sólo se necesita una pequeña cantidad. Se adapta un detector de modo tal que permita traducir las lecturas a un registro visual permanente que muestre la incorporación diferencial del isótopo. La imagen que se obtiene se conoce como *fotoexamen*.

Conexión médica
Advertencia: Los pacientes de hospital que han ingerido dosis terapéuticas de radioisótopos deben ser considerados ellos mismos como fuentes de radiación en tanto el radioisótopo conserve una actividad apreciable. El personal médico expuesto a muchos de estos pacientes a lo largo del ejercicio de su profesión deben tener cuidado de no exponerse a dosis nocivas de radiación durante un periodo prolongado.

El radioisótopo de uso más extendido en medicina es el gadolinio-153, que se utiliza para determinar la mineralización de los huesos, especialmente de las personas que padecen *osteoporosis* (reducción de la cantidad de hueso) a medida que envejecen. El gadolinio-153 emite dos radiaciones características: un rayo gamma y un rayo X. Un dispositivo explorador compara estas radiaciones luego de que han atravesado los huesos. A continuación se determina la densidad de los huesos en función de las diferencias de absorción de los rayos.

El tecnecio-99^{m} se emplea en diversas pruebas diagnósticas (Fig. 18.16). La "m" es el símbolo de *metaestable*, lo que significa que este isótopo cede cierta energía para

Figura 18.16 Distribución del flujo sanguíneo en un corazón sano (*izquierda*) y en un corazón dañado por un ataque cardiaco (*derecha*). Las imágenes rojas y amarillas realzadas mediante un compuesto de tecnecio-99^{m} indican las regiones que reciben un flujo sanguíneo adecuado.



transformarse en una forma más estable del mismo radioisótopo (igual número atómico y masa atómica). La energía emitida es el rayo gamma con el que se detecta el isótopo.

$$^{99m}_{43}\text{Tc} \longrightarrow {}^{99}_{43}\text{Tc} + \gamma$$

La desintegración del tecnecio-99^m no produce partículas alfa ni beta, que dañarían innecesariamente el organismo. La vida media del tecnecio es corta (alrededor de 6 horas), lo que significa que la radiactividad no permanece en el cuerpo una vez que se ha completado el examen. Con esta vida media tan corta, el uso del isótopo exige una planificación minuciosa. De hecho, lo que los hospitales adquieren no es el isótopo mismo. El tecnecio-99^m se forma por desintegración del molibdeno-99.

$$^{99}_{42}\text{Mo} \longrightarrow {}^{99m}_{43}\text{Tc} + {}^{0}_{-1}\text{e} + \gamma$$

Se obtiene un recipiente con este isótopo de molibdeno, y el producto de su desintegración, el tecnecio-99^m, se "ordeña" (ésta es la terminología que se emplea en efecto) conforme se necesita.

EJEMPLO 18.9 Usos prácticos

Menciona algunos usos prácticos de estos radioisótopos: (a) cobalto-60, (b) gadolinio-153 y (c) tecnecio-99^m.

Solución

(a) Elc obalto-60s eu tilizae ne lt ratamientod elc áncerp orr adiación.

(b) Elg adolinio-153s e usap arad eterminarl ad ensidadó sea.

(c) El tecnecio-99^m se emplea en pruebas diagnósticas de cerebro, hígado y pulmones.

EJERCICIO 18.9

(a) Mencionau nu som édicod ely odo-131.

(b) Explica el significado de la afirmación de que el yodo-131 se utiliza con fines tantot erapéuticosc omod iagnósticos.

Fechado con radioisótopos

La vida media de ciertos isótopos permite estimar la antigüedad de las rocas y de los hallazgos arqueológicos. El uranio-238 se desintegra con una vida media de 4500 millones de años. Los productos de esta desintegración también son radiactivos, y la degradación prosigue hasta que se forma un isótopo de plomo, el ^{206}Pb. Los químicos pueden estimar la antigüedad de una roca midiendo las cantidades relativas de uranio-238 y plomo-206. Se ha encontrado que algunas de las rocas de la Tierra tienen una antigüedad de 3000 a 3500 millones de años. El fechado de rocas lunares y de meteoritos ha arrojado una antigüedad máxima de alrededor de 4500 millones de años. Por consiguiente, se estima en general que la Tierra tiene alrededor de 4500 a 5000 millones de años de antigüedad.

Conexión con el mundo real
Con base en la abundancia de ^{238}U y ^{232}Th en una estrella distante, astrónomos europeos han calculado la antigüedad del universo en al menos 12.5 ± 3 miles de millones de años.

Chemical & Engineering News, 12 de febrero de 2001, pág. 34.

El fechado de artefactos orgánicos se hace por lo regular con base en un isótopo radiactivo de carbono. En las capas altas de la atmósfera se forma carbono-14 por el bombardeo de nitrógeno ordinario con neutrones de los rayos cósmicos.

$$^{14}_{7}\text{N} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{14}_{6}\text{C} + {}^{1}_{1}\text{H}$$

Este proceso da como resultado una concentración estable de carbono-14 en la Tierra. Las plantas y los animales vivos incorporan este isótopo en forma de dióxido de carbono. Cuando mueren, dejan de incorporarlo, y el carbono-14 que las plantas y demás organismos contienen se desintegra, con una vida media de 5730 años, a nitrógeno-14.

$$^{14}_{6}\text{C} \longrightarrow {}^{14}_{7}\text{N} + {}^{0}_{-1}\text{e}$$

Por consiguiente, basta con medir la actividad de carbono-14 residual en un artefacto de origen vegetal o animal para conocer su antigüedad. Por ejemplo, una muestra que tiene la mitad de la actividad de ^{14}C del material vegetal nuevo tiene 5730 años de antigüedad; ha estado muerta durante una vida media. De modo análogo, un artefacto con 25% de la actividad de ^{14}C del material vegetal nuevo tiene 11 460 años de antigüedad; ha estado muerto durante dos vidas medias.

Confiabilidad

El fechado con carbono-14, como aquí se describe, supone que la formación del isótopo fue constante al paso de los años. En realidad no es así. Sin embargo, con respecto a los últimos 7000 años, más o menos, las fechas por carbono-14 son muyconfiables; han sido correlacionadas con los anillos de crecimiento anual de los árboles. En términos generales, el carbono-14 es razonablemente exacto para fechar objetos de hasta 50 000 años de antigüedad. En los objetos aún más antiguos queda muy poco isótopo para hacer mediciones exactas.

El carbón proveniente de las fogatas de las tribus antiguas, fechado determinando la actividad del carbono-14, se usa para calcular la antigüedad de artefactos encontrados en el mismo sitio arqueológico. El fechado con carbono-14 se ha usado también para detectar falsificaciones de artefactos supuestamente antiguos (véase el recuadro "fechado del manto de Turín"). Así, los procedimientos de fechado basados en la estructura y estabilidad del núcleo atómico han llegado a ser rutinarios, y las herramientas confiables para establecer la antigüedad de los artefactos.

El tritio, que es el isótopo radiactivo de hidrógeno, tiene una vida media de 12.3 años, por lo cual es útil para fechar objetos de hasta 100 años de antigüedad. Una aplicación interesante es el fechado de brandys añejados de 10 a 50 años. El fechado con tritio permite comprobar la verdad de los reclamos publicitarios acerca de la edad de los brandys más costosos. Muchos otros isótopos también son útiles para estimar la antigüedad de objetos y materiales. La tabla 18.4 presenta una lista de varios de los más importantes.

EJEMPLO 18.10 Fechado con carbono-14

¿Cuál es la antigüedad de un trozo de madera fosilizada cuya actividad de carbono-14 es de $\frac{1}{8}$ de la actividad de la madera nueva? (La vida media del carbono es de 5730 años.)

SOLUCIÓN Puesto que la fracción restante es $\frac{1}{8}$, el carbono-14 ha pasado por tres vidasm edias.

$$\frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^3 = \frac{1}{8}$$

Port anto,l am aderat ienea lrededord e3 $\times$ 5730 años = 17 200 años

EJERCICIO 18.10

Véanse los problemas 18.57-18.64.

(a) ¿Cuál es la antigüedad de un trozo de madera cuya actividad de carbono-14 es del 25.0% de la actividad de la madera nueva?

(b) Se afirma que un vino costoso tiene una antigüedad de 30 años. Se encontró que el vino tiene la mitad de la actividad de tritio que un vino nuevo. ¿Es razonable la antigüedad que se atribuye a esta bebida en la publicidad? (Consulta en la tabla 18.4 la vida media del tritio.)

Tabla 18.4 Diversos isótopos útiles para el fechado radiactivo

Isótopo	Vida media (años)	Intervalo útil	Aplicaciones de fechado
Carbono-14	5730	De 500 a 50 000 años	Carbón vegetal, material orgánico
Tritio ($^{3}_{1}$H)	12.3	De 1 a 100 años	Vinos añejados, brandys
Potasio-40	1.3×10^9	De 10 000 años a las muestras terrestres más antiguas	Rocas, corteza terrestre, corteza lunar
Renio-187	4.3×10^{10}	De 4×10^7 años a las muestras más antiguas del universo	Meteoritos
Uranio-238	4.5×10^9	De 10^7 años a las muestras terrestres más antiguas	Rocas, corteza terrestre, el universo

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Fechadod elm anto de Turín

Las técnicas de fechado con carbono-14 se emplearon para establecer la antigüedad de un lienzo que se conoce como el manto de Turín. Este grande y muy antiguo lienzo muestra la imagen amarillenta de un hombre. La cuestión primordial era si esta tela podría haber sido utilizada como el lienzo mortuorio de Jesús de Nazareth, en cuyo caso tendría que tener una antigüedad cercana a los 2000 años.

Con el propósito de determinar el contenido de carbono-14 y, en último término, la antigüedad de la tela, se entregaron muestras pequeñas de 50 mg del manto, junto con tres muestras antiguas de tela de antigüedad conocida, a investigadores de laboratorios de fechado con radiocarbono de Zurich, Suiza, de la Universidad de Oxford en Inglaterra, y de la Universidad de Arizona.

Los resultados de los ensayos independientes realizados por estos laboratorios se informaron en 1989. Todos los ensayos independientes coincidieron en situar la antigüedad del manto entre 1260 y 1390 d.C. De acuerdo con estos resultados, el lienzo data de la Edad Media y no pudo haber sido el lienzo mortuoriod eC risto.

Negativo fotográfico de la imagen de una persona en un trozo de lienzo de 4 m de largo, conocido como el manto de Turín. Se decía que había sido el lienzo mortuorio de Jesucristo.

18.9 Fisión nuclear: dividir átomos

Ciertas reacciones químicas —la explosión de nitroglicerina o de TNT, por ejemplo— liberan cantidades considerables de energía en virtud de la ruptura y formación de enlaces químicos. Sin embargo, durante las reacciones de fusión y de fisión nucleares se liberan cantidades mucho mayores de energía. En la **fisión nuclear** el núcleo de un átomo pesado absorbe un neutrón y luego se divide en átomos más ligeros y dos o más neutrones, junto con grandes cantidades de energía. Esta energía nuclear puede emplearse con fines pacíficos para alimentar reactores nucleares que producen electricidad, pero la energía que se libera durante la fisión se usó al principio para construir bombas atómicas. Se han escrito numerosos libros acerca de las personas y de los acontecimientos que dieron origen al descubrimiento y al uso inminente de la fisión nuclear; aquí sólo es posible incluir fragmentos de la historia.

Iniciemos el relato con un vistazo a la obra de Albert Einstein (1879-1955), quien puede ser el científico más conocido de todos los tiempos; no obstante, sus logros pertenecen al dominio de la mente, y no fueron alcanzados en el laboratorio. Ya para 1905 Einstein había formulado su teoría especial de la relatividad. Al hacerlo, dedujo una relación entre la materia y la energía. La ecuación, ahora tan famosa, es

$$E = mc^2$$

donde E representa la energía, m representa la masa y c es la velocidad de la luz. Según Einstein, existe una relación entre la masa y la energía: son aspectos diferentes de una misma cosa. El razonamiento de Einstein se corroboró con toda claridad 40 años después. Esta comprobación estremeció el mundo.

En 1934 los físicos italianos Enrico Fermi (1901-1954) y Emilio Segrè (1905-1989) bombardearon átomos de uranio con neutrones. Fermi (Fig. 18.17) y Segrè intentaban preparar elementos de número atómico mayor que el del uranio, que era el número atómico más alto conocido en esa época. Para su sorpresa, encontraron cuatro especies radiactivas entre los productos. Supusieron que una de ellas era el elemento 93, pero los científicos no consiguieron explicar el resto de la radiactividad. De hecho, habían dividido los átomos de uranio, pero no consiguieron interpretar su trabajo correctamente.

Albert Einstein se hizo acreedor al Premio Nobel de Física de 1921 por sus aportaciones a la física matemática y al efecto fotoeléctrico.

La energía equivalente a 1 g de materia es 9×10^{13} J, suficiente para proporcionar calefacción a una casa de dimensiones medias durante mil años.

Figura 18.17 EnricoF ermi(1901-1954)n acióe n Italia.F ueg alardonadoc one lP remio Nobeld eF ísica de 1938. Fermi y su esposa, que era judía, abandonaron la Italiaf ascistay e migrarona E stadosU nidose n1 939. Fermit rabajóe ne lP royectoM anhattan,q uep erfeccionól as primerasb ombasa tómicas. Tiempod espuéss ed ioe ln ombre de fermio al elemento 100, en su honor.

Figura 18.18 Lise Meitner y Otto Hahn en el laboratorio de Hahn.

Dos químicos alemanes, Otto Hahn (1879-1968) y Fritz Strassmann (1902-1981), repitieron el experimento de Fermi-Segrè en 1938, y entre los productos de la reacción identificaron bario, Ba, lantano, La, y cerio, Ce, todos ellos elementos cuya masa atómica es de un poco más de la mitad de la masa atómica del uranio. Hahn y Strassmann concluyeron acertadamente ¡que el átomo de uranio se había dividido! En esta reacción no era cuestión de haber arrancado un pequeño fragmento (una partícula alfa o beta, por ejemplo) al núcleo original, sino que el núcleo se había partido; se había dividido en dos fragmentos principales por un proceso conocido denominado *fisión nuclear*.

Hahn se hallaba perplejo ante estos descubrimientos y los dejó en manos de Lise Meitner (1878-1968), una judía austriaca que había trabajado con él en Berlín (Fig. 18.18). Meitner huyó a Suecia cuando Alemania se anexó Austria en 1938, y fue allá donde recibió la noticia de Hahn acerca de la división de los átomos de uranio. Ella y su sobrino, Otto Frisch, un estudiante de licenciatura de la Universidad de Copenhague que estaba de visita con ella durante la temporada de Navidad, calcularon la energía asociada con la fisión del uranio, y encontraron que era varias veces mayor que la de cualquier reacción nuclear conocida hasta entonces. Más aún, la fragmentación originaba la liberación de más neutrones, los cuales podían dividir otros átomos de uranio y producir cantidades enormes de energía (Fig. 18.19).

La noticia de estos trascendentales descubrimientos llegó a Estados Unidos por boca de Niels Bohr (1885-1962), el físico danés conocido por su teoría cuántica de la estructura electrónica de los átomos. Fermi y su esposa, que era judía, ya se hallaban en Estados Unidos, pues habían aprovechado su viaje a Estocolmo, Suecia, para recibir el Premio Nobel de Física de 1938 para huir de la Italia fascista y refugiarse en Estados Unidos.

Los científicos comprendieron muy pronto que se podían obtener enormes cantidades de energía de la fisión del uranio. Leo Szilard (1898-1964) —un brillante físico judío-húngaro que había abandonado Alemania en uno de los últimos trenes antes de que se cerraran las fronteras de país— había ideado el concepto de que los neutrones liberados por la fisión de un átomo podrían provocar la fisión de otros átomos de uranio y poner en marcha una **reacción en cadena** (Fig. 18.20). Si tenía la rapidez suficiente, este proceso podía producir una bomba de una tremenda fuerza explosiva. Aunque Lord Rutherford —conocido por su descubrimiento del núcleo— había dicho a Szilard que una reacción nuclear en cadena era imposible, Szilard visitó a Fermi y comentó sus ideas con él.

Conscientes de las fuerzas destructivas que se podrían generar, y preocupados por que Alemania pudiese perfeccionar una bomba de esta naturaleza, Fermi y Szilard convencieron a Einstein de escribir una carta al presidente Franklin D. Roosevelt para hacerle ver la

El trasfondo de la historia

Otto Hahn se hizo acreedor al Premio Nobel de Química de 1944 por el descubrimiento de la fisión nuclear. Muchos historiadores consideran que ese premio debió ser compartido por sus colegas, Lise Meitner y Fritz Strassmann. Finalmente en 1997, unos 53 años más tarde, se asignó al elemento 109 el nombre de meitnerio, Mt, en su honor. Meitner y Hahn descubrieron el elemento 91, el protactinio, en 1917. Aislaron el elemento de la mena de plomo conocida como pechblenda. (Este elemento también fue descubierto de forma independiente por otros dos grupos de investigación.)

Conexión con el mundo real

Los laureados con el premio Nobel también cometen errores:

- "No podemos controlar la energía atómica en alguna medida que pudiese tener alguna utilidad comercial, y considero que no es probable que lleguemos a hacerlo."
  —Ernest Rutherford (1933)
- "Es del todo improbable que el hombre llegue alguna vez a aprovechar el poder del átomo."
  —Robert Millikan

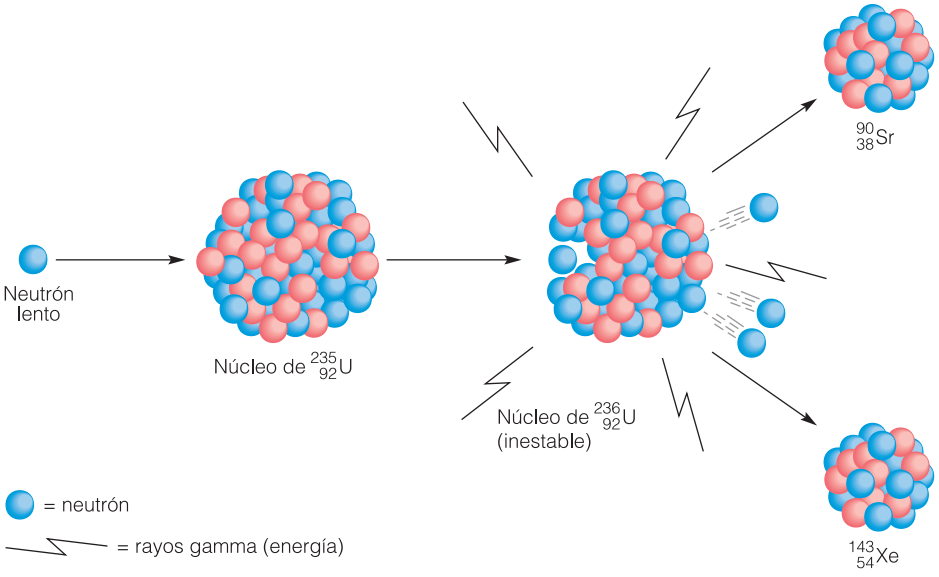


Figura 18.19 Divisiónd eu ná tomo deu ranio.L osn eutronesp roducto dee staf isiónp uedend ividiro tros átomos de uranio y de este modo manteneru nar eacción nc adena. La división de un átomo de uranio-235g enera8 .90 $\times 10^{-15}$ kWh (3.20×10^{-14} kJ) de energía. La fisión de un mol de uranio-235 (6.02×10^{23} átomos)p roduce 5 300 000 kWh (1.91×10^{10} kJ) dee nergía.

importancia de este descubrimiento. Luego de una demora considerable, el gobierno estadounidense puso finalmente en marcha un gigantesco proyecto de investigación para el estudio de la energía atómica, cuyo nombre en clave era Proyecto Manhattan. Era necesario obtener y purificar uranio para el proyecto, y en Estados Unidos había sólo una cantidad muy pequeña del metal (menos de 60 gramos). Se eligió a la Mallinckrodt Company de San Luis para que extrajese el uranio de menas obtenidas de Canadá y del Congo Belga. Pero no bastaba con disponer de uranio puro; además había que separar los isótopos, porque sólo el isótopo uranio-235, relativamente escaso, es fisionable.

Contar con suficiente uranio-235 era sólo una parte del problema. Era necesario reducir la rapidez de los neutrones liberados por el uranio-235 mediante un **moderador** a fin de aumentar la probabilidad de ser capturados por otros núcleos de uranio antes de la fisión. El agua pesada sería un buen moderador —y los científicos de Alemania tenían acceso a agua

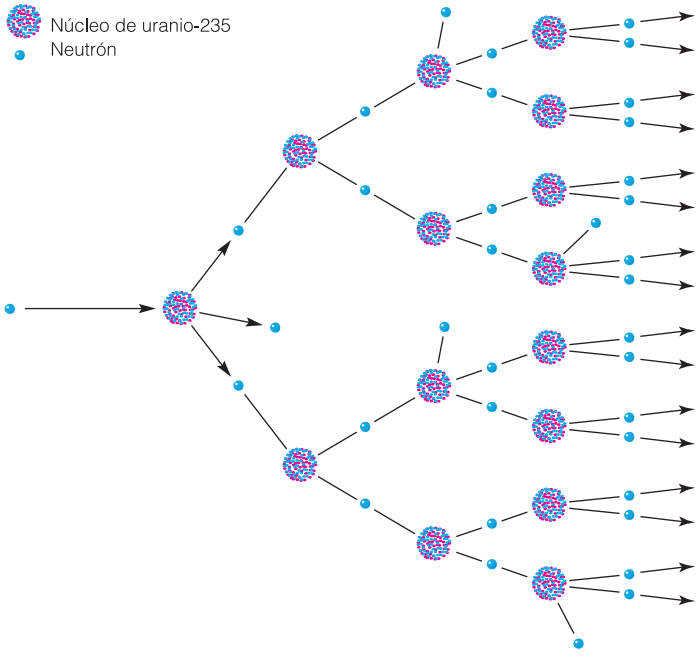


Figura 18.20 Representación esquematizadad eu nar eacción nucleare nc adena.L osn eutrones liberados en la fisión de un núcleo de uranio-235 pueden golpear otros núcleos y provocar con ello su división y la emisión de más neutrones.P aras implificare l dibujo, no se muestran los fragmentosd el af isión.

pesada separada del agua de mar en una fábrica situada en Noruega—, pero no estaba disponible en Estados Unidos.

En su lugar, Fermi y su grupo de científicos de primer nivel, concentrados en la Universidad de Chicago, optaron por utilizar largas barras de grafito como moderador para retardar los neutrones. Trabajando en las canchas de squash debajo de las graderías de un campo de fútbol americano abandonado (Stagg Field) de la Universidad de Chicago, emprendieron la producción de una reacción nuclear regulada. Luego de practicar orificios en estas barras de grafito y de llenarlos con terrones de uranio del tamaño de un huevo, el equipo de Fermi formó con las barras una pila compacta. Una y otra vez ensamblaron nuevas y mejores pilas con el mejor uranio disponible colocado lo más cerca posible del centro de la pila, la cual estaba atravesada por **barras de control** de cadmio metálico, que absorbe neutrones. Estas barras se podían extraer o introducir en la pila para regular los neutrones y la velocidad de la reacción. Por fin, el 2 de diciembre de 1942, bajo la dirección de Fermi, se consiguió la primera reacción nuclear continua.

Oak Ridge
El general Leslie R. Groves adquirió terrenos montañosos semisilvestres de los Apalaches cerca de Knoxville, Tennessee, y de la región conocida como Great Smoky Mountains, para utilizarlos en el Proyecto Manhattan. Ahí se construyeron instalaciones para separar los isótopos de uranio, junto con una nueva ciudad a la que se dio el nombre de Oak Ridge (Sierra de los Robles) debido a lo abrupto del terreno local.

No es fácil obtener suficiente cantidad del isótopo fisionable uranio-235 para construir una bomba. De cada 5000 toneladas de mena de uranio se obtienen sólo alrededor de 10 toneladas de uranio metálico puro, y únicamente un 0.7% de este metal es uranio-235. Para hacer una bomba, es necesario *enriquecer* el uranio ordinario hasta un contenido de alrededor del 90% de uranio-235. Este enriquecimiento se llevó a cabo con lentitud en unas instalaciones aisladas de alta seguridad situadas en Oak Ridge, Tennessee.

No era posible separar los isótopos mediante reacciones químicas porque su comportamiento químico es casi idéntico. La separación se logró, en cambio, convirtiendo el uranio en el compuesto volátil hexafluoruro de uranio, UF_6. Las moléculas gaseosas de UF_6 que contienen el isótopo uranio-235 son un poco más ligeras y se desplazan un poco más rápidamente que las moléculas que contienen el isótopo uranio-238. Sobre la base de estas diferencias, Harold C. Urey, de la Universidad Columbia, ideó un complicado proceso de difusión gaseosa que permitía a los gases atravesar consecutivamente miles de agujeros muy pequeños. Poco a poco, las moléculas que contenían uranio-235 adelantaban a las demás. Finalmente, los científicos obtuvieron 15 kg del isótopo uranio-235 separado, suficiente para construir un pequeño artefacto explosivo.

Conexión con el mundo real
La **difusión gaseosa** es el procedimiento que se emplea hoy en día para producir la mayor parte del uranio enriquecido del mundo. Las centrales nucleoeléctricas necesitan uranio enriquecido con un contenido de alrededor del 3% de uranio-235. H. C. Urey, el químico estadounidense que ideó el proceso de difusión gaseosa, había recibido el Premio Nobel de Física de 1934 por haber descubierto el isótopo conocido como deuterio.

En tanto se llevaba a cabo la tediosa labor de separar los isótopos de uranio en Oak Ridge, otros científicos, bajo la dirección de Glenn T. Seaborg de la Universidad de California en Berkeley, abordaron el problema de obtener material fisionable por otro camino. Habían estado bombardeando uranio-238 con neutrones para obtener muestras de un nuevo elemento (el elemento 93) llamado neptunio, Np, cuya vida media es corta. Seaborg predijo que se podrían encontrar rastros del elemento 94 en los productos de desintegración del neptunio y, luego de un arduo trabajo, consiguieron obtener e identificar una muestra pequeñísima del elemento 94, al que Seaborg dio más tarde el nombre de plutonio, Pu. (Las vidas medias se muestran debajo de las flechas de las ecuaciones.)

$$^{238}_{92}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow {}^{239}_{92}\mathrm{U}$$

$$^{239}_{92}\mathrm{U} \xrightarrow[23.5\ \mathrm{min}]{} {}^{239}_{93}\mathrm{Np} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e}$$

$$^{239}_{93}\mathrm{Np} \xrightarrow[2.35\ \mathrm{días}]{} {}^{239}_{94}\mathrm{Pu} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e}$$

El isótopo plutonio-239 resultó ser fisionable y, por consiguiente, podía servir para hacer una bomba atómica. Para producir este plutonio se construyeron varios reactores grandes cerca de Hanford, Washington.

Para que un material fisionable pueda sostener una reacción en cadena, es necesario reunir una cierta cantidad mínima, llamada **masa crítica**. Es preciso que haya suficientes núcleos fisionables para que los neutrones liberados en un proceso de fisión tengan una buena posibilidad de ser capturados por otro núcleo fisionable antes de que escapen de la masa. En el caso del uranio-235, la masa crítica es de 4 kg aproximadamente, una masa del tamaño de una pelota de béisbol. Para construir una bomba se utilizan masas individuales más pequeñas. Estas masas subcríticas se juntan luego enérgicamente para iniciar la reacción en cadena sin control de una explosión nuclear.

La tarea de construir las primeras bombas de uranio y plutonio quedó bajo la dirección de J. Robert Oppenheimer, un brillante físico con extraordinarias dotes de liderazgo de la Universidad de California en Berkeley, quien encabezaría el proyecto en una nueva ciudad que se construiría en Los Álamos, Nuevo México. Para julio de 1945 ya se había fabricado el plutonio suficiente para ensamblar una bomba. La primera bomba atómica se ensayó en el desierto cerca de Alamogordo, Nuevo México, el 16 de julio de 1945. El calor de la explosión vaporizó la torre de acero de 30 m de altura sobre la que se había colocado la bomba, y fundió la arena de un área de varios miles de metros cuadrados en torno al lugar de la explosión. La luz emitida fue la más brillante jamás vista hasta entonces por un ser humano.

Varios de los científicos quedaron tan aterrados por la fuerza de la detonación que se opusieron a que se utilizase contra Japón. Leo Szilard fue quizá el más categórico al expresar su oposición al uso de armas nucleares. Hizo circular una petición entre los científicos del Proyecto Manhattan protestando contra el inminente uso de la bomba. Asimismo, entregó de propia mano un documento a la Casa Blanca en el que argumentaba contra el uso de las bombas atómicas, alegando que incluso una demostración de su uso "precipitaría una carrera por la producción de estos dispositivos entre Estados Unidos y Rusia".

La campaña de los preocupados científicos no tuvo éxito. El temor a un ampliamente publicitado "fiasco" y el deseo de evitar millones de bajas adicionales llevó al presidente Harry S. Truman a ordenar la utilización de la nueva arma contra, según su diario, "objetivos militares … y no sobre mujeres y niños". Sin embargo, luego de que los japoneses se negaran a responder a la rendición incondicional que exigía la Declaración de Potsdam, se cargó una bomba de uranio de 3.6 toneladas métricas, llamada "Big Boy", en un B-29 cuyo piloto habría de ser el coronel Paul Tibbets. El avión de 58 toneladas llevaba un sobrepeso de más del 10% al recorrer con estruendo la pista, y consiguió elevarse finalmente en el último punto de despegue posible para emprender un vuelo redondo de 12 horas. La bomba que estalló sobre Hiroshima en la mañana del 6 de agosto de 1945 tuvo un rendimiento equivalente a 11 250 toneladas de TNT (Fig. 18.21) y ocasionó más de 100 000 muertes. Tres días después, se dejó caer sobre Nagasaki una bomba de plutonio, llamada "Fat Man", con resultados similares. La Segunda Guerra Mundial concluyó con la rendición de Japón el 14 de agosto de 1945.

Enola Gay
El coronel Tibbets mandó pintar el nombre de su madre, Enola Gay, en el costado del avión pocas horas antes del histórico vuelo hacia Hiroshima. El B-29 que transportó esa bomba atómica fue restaurado en los años noventa por la Smithsonian Institution, en medio de una controversia y de sentimientos contradictorios.

Los acontecimientos científicos y políticos aquí descritos estremecieron el planeta y apuntan hacia un principio fundamental: la ciencia, la política y la civilización se entretejen. El hilo que mantiene unida la civilización es el reconocimiento de nuestra vulnerabilidad básica. Aunque a veces se culpa a los científicos por la amenaza nuclear, atribuir esa culpa a los científicos es como culpar al mensajero por el mensaje. Otto Hahn y Fritz Strassmann no *inventaron* la fisión nuclear; sólo la descubrieron. De modo análogo, Edwin L. Drake no inventó el petróleo, pero su pozo petrolero de 1859 cerca de Titusville, Pennsylvania, transmitió el mensaje de su disponibilidad. Nuestra existencia futura de-

Figura 18.21 Nube en forma de hongopr oductode una e xplosión nuclear.

pende de que escuchemos a los mensajeros y los mensajes del pasado y del presente, y de que tomemos decisiones responsables que influyan en la calidad de vida en el futuro.

EJEMPLO 18.11

Con base en lo expuesto en esta sección, escribe uno o más enunciados pertinentes acerca de los conceptos que siguen.

(a) uranio-235 **(b)** aguap esaday b arrasd ec arbono
(c) cadmiom etálico **(d)** uranioe nriquecido
(e) masac rítica

SOLUCIÓN

(a) Elu ranio-235e su ni sótopof isionable.
(b) El agua pesada y las barras de carbono son moderadores que sirven para reducir lav elocidadd el osn eutrones.
(c) El cadmio metálico se emplea en las barras de control que absorben neutrones.
(d) Elu ranioe nriquecidoc ontienem ásu ranio-235q uee lu ranioo rdinario.
(e) La masa crítica es la cantidad de un isótopo fisionable que se requiere para sostener una reacción en cadena.

EJERCICIO 18.11

Describe la obra de estos tres pares de científicos:

(a) Fermiy S egrè,
(b) Hahn y Strassmann,
(c) Meitner y Frisch.

18.10 Centrales nucleoeléctricas

En Estados Unidos se han utilizado reactores de fisión nuclear para generar energía eléctrica desde 1957. En 1997 había 110 centrales nucleoeléctricas autorizadas. Estos reactores hacen posible el uso de reacciones en cadena reguladas que producen grandes cantidades de calor que se utiliza para generar electricidad. Aunque las centrales nucleoeléctricas emplean las mismas reacciones de fisión que las bombas nucleares, existen algunas diferencias importantes.

Conexión con el mundo real
La **energía nuclear** suministra hoy en día alrededor del 22% de la electricidad que se consume en Estados Unidos. Sólo la hulla (55%) suministra más energía eléctrica.

1. En las centrales nucleoeléctricas la reacción se regula insertando y extrayendo barras de control de acero que contiene boro o cadmio. Tanto el boro como el cadmio absorben neutrones con facilidad y permiten regular el número de neutrones que participan en la reacción en cadena. La extracción parcial de las barras inicia la reacción en cadena; la reacción se detiene introduciendo de nuevo las barras.
2. El uranio ordinario no sirve como combustible de reactores termonucleares; antes es necesario *enriquecer* el uranio, es decir, aumentar la concentración de uranio-235 desde el 0.7% del uranio natural hasta alrededor de 3%, para podar utilizarlo en los reactores termonucleares.
3. En los reactores de agua ligera que son de uso común en Estados Unidos, el agua ordinaria funciona a la vez como moderador y como líquido de enfriamiento. A fin de que el agua pueda circular a una temperatura de alrededor de 350°C sin hervir, se mantiene una presión de aproximadamente 150 atm en el recipiente del reactor.

Conexión con el mundo real
Actualmente se elaboran nuevos diseños de reactores nucleares. Es de esperar que la controversia continúe.

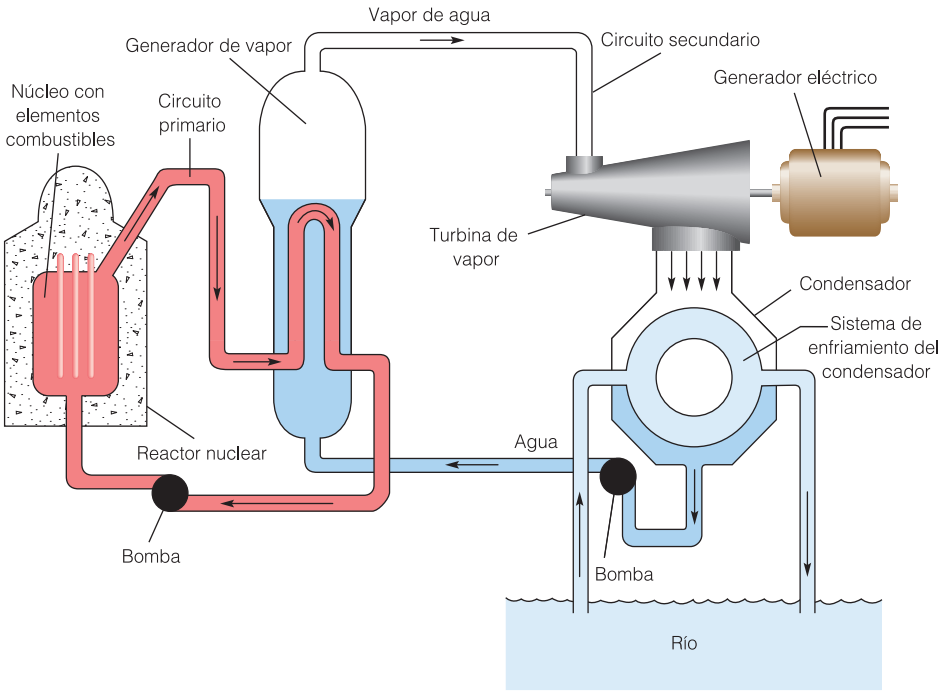


Figura 18.22 Diagrama esquematizadod eu nac entral nucleoeléctricag eneradora dee lectricidad.

El agua sobrecalentada del reactor de agua ligera (Fig. 18.22) no se utiliza directamente para mover una turbina de vapor, sino que se hace circular el agua caliente en un circuito primario (un sistema cerrado de tubería) a través de un intercambiador de calor, que es el generador de vapor. El agua del recipiente del reactor no entra en contacto con el agua que se transforma en vapor ni se mezcla con ella. El vapor de agua producido de esta forma se envía por el circuito secundario a la turbina que mueve un generador eléctrico. Al continuar el ciclo, se necesitan grandes cantidades de agua de río para enfriar el agua que sale de la turbina de vapor antes de que circule de regreso por el generador de vapor.

Pese a los intentos de los ingenieros por construir reactores que no ofrezcan peligro, se han presentado algunos problemas. En 1979 un accidente en el que hubo una pérdida de líquido de enfriamiento en la central nucleoeléctrica de la Isla de Tres Millas, cerca de Harrisburg, Pennsylvania, liberó pequeñas cantidades de material radiactivo al ambiente. Aunque nadie murió ni sufrió lesiones graves, este accidente exacerbó el temor público hacia la energía nuclear. El accidente de 1986 ocurrido en Chernobyl, Ucrania, fue aún más temible. La fusión del núcleo del reactor ocasionó la muerte inmediata de varias personas. Otras fallecieron en el transcurso de las semanas y meses siguientes debido a los efectos de la radiación. Se evacuó a miles de personas, y una extensa área permanecerá contaminada durante varias décadas. La precipitación radiactiva se extendió sobre gran parte de Europa. Miles de personas, en particular quienes estaban cerca del lugar del accidente, corren un riesgo mucho mayor de sufrir cáncer por exposición a la radiación. En la Isla de Tres Millas, un edificio de contención retuvo casi todo el material radiactivo en su interior, pero la central de Chernobyl carecía de una estructura protectora de este tipo.

Conexión con el mundo real
En los **reactores comerciales** de Estados Unidos ya no se utilizan moderadores de grafito, pero muchos reactores rusos todavía emplean grafito sin la costosa estructura de contención.

En el caso de la energía nuclear, como en el de casi todas las demás formas de tecnología, es preciso llegar a un equilibrio. La sociedad industrializada de nuestros días depende de la electricidad para el funcionamiento de las empresas y los hogares, pero la satisfacciónd ee stasn ecesidadese xiget omarc iertasd ecisionesd ifíciles.

Secuelas de Chernobyl
El Centro de Investigación e Información sobre la Radiactividad, con sede en París, advirtió a las personas que visitaban los Alpes en 1999 que todavía corrían riesgo.

EJEMPLO 18.12 Centrales nucleoeléctricas

Describe por qué no puede ocurrir una explosión nuclear dentro de un reactor de energíae léctrica.

SOLUCIÓN Consultae ls egundop untoe xpuestoa lp rincipiod el as ección1 8.10.

UNA MIRADA CERCANA

Desechos nucleares: ¿qué hacer con ellos?

En la actualidad muchas naciones aprovechan la energía nuclear para generar electricidad; por ejemplo, en Francia constituye la fuente de 78% de la energía eléctrica, en Bélgica 54%, en Suecia 48%, en Corea del Sur 39%, en Hungría 38% y en Estados Unidos 19%.

El empleo de energía nuclear plantea el enorme desafío de cómo disponer de los desechos generados, los cuales son altamente radiactivos. El combustible nuclear se constituye por pequeñas varillas de óxido de plutonio (de un diámetro de 1 cm, aproximadamente), las cuales se apilan unas sobre otras para formar barras largas e integrar una unidad de combustible. En promedio, la unidad debe sustituirse cada 18 meses.

La unidad de combustible ya usada y los productos de desecho radiactivos se han estado acumulando durante más de 60 años, así que se cuenta con 60 000 toneladas de desperdicios, que aún son radiactivos.

Casi todos los residuos se guardan donde se producen. Para ello, se les introduce en bóvedas de concreto revestidas de acero, las cuales se llenan con agua, y se destinan a una planta de almacenamiento temporal en la central nuclear.

En ninguna parte del mundo se han sepultado desechos nucleares de forma permanente. El problema radica en encontrar sitios política y socialmente aceptables, por las consecuencias que supondría una fuga o filtración de radiactividad. Además, es difícil prever de forma exacta lo que ocurrirá en el lugar de almacenamiento al paso del tiempo. En Kentucky, en Maxey Flats, se sepultó plutonio en terrenos en los cuales, por estudios geológicos, se pensaba que permanecería estable por miles de años, pero en menos de 10 años parte del material radiactivo enterrado se había desplazado algunas decenas de metros.

La solución aún no se ha definido. En Estados Unidos, se aprobó la Ley de Políticas de Desechos Nucleares, en la que se incluyó un proyecto para construir el primer depósito de basura nuclear subterráneo permanente. En 1987 se eligió la Montaña Yucca en Nevada, como un potencial sitio para consignar los residuos nucleares, dadas las estables formaciones de rocas subterráneas a gran profundidad, la escasa población y la poca precipitación.

El plan contemplaba preparar los desechos para sepultarlos y dejarlos "enfriar" (es decir, permitir que disminuyera su radiactividad) durante un lapso de 7 a 10 años, en grandes estanques de agua. Se consideraba que al transcurrir el tiempo, los isótopos se desintegrarían y el nivel de radiactividad se reducirá al punto en que los materiales podrían manejarse con menos riesgos. Posteriormente, los desechos se encerrarían en empaques a prueba de fugas o se les transformaría en algún tipo de vidrio o roca, mediante un proceso llamado vitrificación. Aunque el material vítreo rocoso aún sería radiactivo, tendría poca probabilidad de fugas o de filtración al entorno. Los desperdicios radiactivos vitrificados se sellarían en recipientes especiales (hechos de vidrio, acero inoxidable o concreto). De esta manera, la planta de almacenamiento mantendría aislados del contacto humano y del ambiente estos materiales durante el futuro cercano.

No obstante, la construcción de la planta fue objeto de controversia y numerosas personas se opusieron a ella. Se programó que entrara en funcionamiento en 2010, pero debido a diversos retrasos la fecha de inicio de funciones se ha postergado hasta 2017.

En otras partes del mundo también ha existido gran oposición a destinar sitios para consignar desechos nucleares. Por ejemplo, en noviembre de 2008 se registraron numerosas manifestaciones en contra del Zwischenlager, el lugar de depósito temporal de basura nuclear en las proximidades de Gorleben, en Alemania.

Ante ello, aún prevalece el desafío de encontrar mecanismos para eliminar los productos radiactivos sin demorar la resolución del problema.

En la montaña Yucca, en Estados Unidos, se planteó construir un depósito permanente de desechos nucleares, sin embargo, el proyecto ha sido severamente cuestionado, incluso se ha promovido su cancelación.

EJERCICIO 18.12

(a) Mencionat resp roblemasa sociadosc on lasc entralesn ucleoeléctricas.

(b) Menciona una ventaja muy importante de la energía nuclear con respecto a las centralesque c onsumenhu lla.

Véanse los problemas 18.65-18.76.

18.11 Fusión nuclear

Hemos visto que los átomos muy grandes se pueden dividir, pero también es posible unir núcleos de átomos muy pequeños para formar núcleos más grandes por un proceso que se conoce como **fusión nuclear**. Durante la fusión se libera aún más energía que durante la fisión, pero la fusión no se logra con facilidad. Se necesitan temperaturas muy altas para que los núcleos se unan. La masa que se pierde durante la fusión se libera en forma de energía.

La fusión nuclear no es un fenómeno novedoso. Prácticamente toda la energía disponible en la Tierra se deriva directa o indirectamente de las reacciones de fusión termonuclear que se llevan a cabo en el Sol (Fig. 18.23). A la elevadísima temperatura del centro del Sol, los núcleos se fusionan y desprenden cantidades enormes de energía. Se considera que la principal reacción neta es la fusión de cuatro núcleos de hidrógeno para formar un núcleo de helio.

$$4\,{}^{1}_{1}\mathrm{H} \longrightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + 2\,{}^{0}_{+1}\mathrm{e} + \text{Energía}$$

Para hacerte una idea de cuánta energía se libera, considera esta comparación: cuando se fusiona 1 gramo de hidrógeno, se desprende una cantidad de energía equivalente a la que se produce quemando 17 000 kg de hulla.

La bomba de hidrógeno, que es una bomba de fusión, utiliza una bomba (de fisión) de uranio o de plutonio para aportar la enorme cantidad de calor que se necesita para iniciar la reacción de fusión. La fusión del hidrógeno ordinario, ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$, se lleva a cabo con demasiada lentitud, por lo cual se utilizan los isótopos más pesados deuterio, ${}^{2}_{1}\mathrm{H}$, y tritio, ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$. El intenso calor de la explosión de fisión pone en marcha la fusión de los núcleos de hidrógeno.

$${}^{2}_{1}\mathrm{H} + {}^{3}_{1}\mathrm{H} \longrightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

El neutrón emitido divide los átomos de litio y forma más tritio.

$${}^{6}_{3}\mathrm{Li} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{3}_{1}\mathrm{H}$$

Hasta ahora, las reacciones de fusión sólo sirven para construir bombas, pero se sigue investigando la posibilidad de llevar a cabo una fusión nuclear regulada. La fusión regulada tendría varias ventajas con respecto a los reactores de fisión nuclear. El combustible principal (deuterio) es abundante y se obtiene fácilmente por electrólisis fraccionada del agua. Aunque sólo uno de cada 5000 átomos de hidrógeno es un átomo de deuterio, existen océanos enteros de agua con los que se puede trabajar. El problema de los residuos radiactivos se reduciría al máximo. El producto final (helio) es estable y biológicamente inerte. Un escape de tritio podría constituir un problema, pues los organismos incorporarían con facilidad este isótopo de hidrógeno. El tritio, ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$, que sufre desintegración beta, tiene una vida media de 12.3 años. Otro problema, que se asocia con toda generación y uso de energía, es la inevitable pérdida de parte de la energía en forma de calor, por lo que aún habría que ocuparse de la contaminación térmica.

Es necesario vencer grandes dificultades técnicas para que sea posible llevar a cabo una reacción de fusión regulada que permita generar energía útil. En general, se supone que

1. Sería preciso alcanzar temperaturas de 50 a 100 millones de °C, y no existe material alguno en la Tierra capaz de soportar más de unos cuantos miles de grados. A esas temperaturas, todos los átomos perderían sus electrones, y los núcleos y electrones libres formarían una mezcla llamada **plasma**, cuyo confinamiento requiere un campo magnético.
2. Esf orzosoq uee lp lasmaa lcanceu nad ensidads umamenteg rande.
3. Es necesario confinar el plasma a una temperatura y densidad elevadas durante el tiempo suficiente para que la reacción de fusión se lleve a cabo y se mantenga de forma continua.

Figura 18.23 El Sol, con sus reaccionesd ef usiónt ermonuclear, es la fuente primaria de casi toda la energíaq ueu tilizamos.

UNA MIRADA CERCANA

Energían uclear: retos y opciones

Los tiempos actuales son emocionantes. La meta de los alquimistas de transformar un elemento en otro ha sido alcanzada mediante la aplicación de principios científicos. Hoy en día se sintetizan toneladas de plutonio (número atómico, Z = 94), se producen kilogramos de neptunio (Z = 93), americio (Z = 95) y curio (Z =96), y se preparan miligramos de berkelio (Z = 97) y einstenio (Z = 99). Estos elementos nuevos se utilizan en medicina, en los detectores de humo domésticos, para impulsar vehículos espaciales y para construir bombas.

Se han puesto en libertad fuerzas fantásticas de la naturaleza. Se han utilizado bombas con fines destructivos. Se genera energía eléctrica mediante reactores nucleares. La ciencia y los científicos han participado intensamente en todo ello. Con todo, es difícil creer que el mundo sería un lugar mejor si no se hubiesen descubierto los secretos del núcleo atómico. Una razón es que se han salvado más vidas gracias a la energía nuclear que las que han destruido las bombas nucleares, y no se han utilizado bombas nucleares con fines bélicos desde 1945. Quizá es el terror de un holocausto nuclear, más que ninguna otra cosa, lo queh ai mpedidol a TerceraG uerraM undial.

Las centrales nucleoeléctricas no han resultado ser la solución última de todos nuestros problemas de energía, como alguna vez se predijo. No obstante, la fisión nuclear sigue siendo, pese a numerosos problemas, una de las mejores fuentes sustitutivas de energía, y puede proveernos de energía hasta bien entrado el siglo XXI. Por encima de todo, la energía nuclear nos ofrece más opciones, pero éstas traen consigo responsabilidades aún mayores. ¿Podremos manejarlas?

Aproximadamente el 22% de la energía eléctrica que se produce en Estados Unidos proviene de las 100 centrales nucleoeléctricas en funcionamiento queproducen alrededor de 650 000 millones de kWh de electricidad.

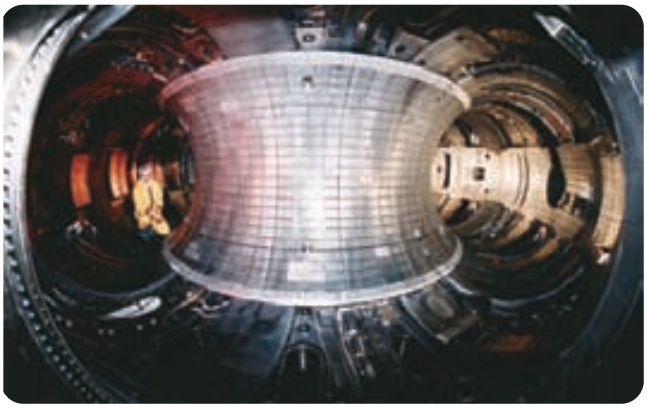
Fusión fría
En1989 dos científicos anunciaron que habían conseguido una "fusión fría" (a temperatura ambiente), pero sus afirmaciones no han podido ser sustentadas.

Las investigaciones encaminadas a la explotación de la fusión nuclear en centrales eléctricas avanza con lentitud. Se investigan dos estrategias que ofrecen ciertas posibilidades de éxito: (1) los reactores de *fusión con láser* y (2) el *confinamiento magnético*. El método del láser se estudia en el Los Alamos National Laboratory de Nuevo México y en el Lawrence Livermore Laboratory de California. Estos reactores utilizan varios láseres dispuestos conforme a una distribución esférica y dirigidos hacia un punto central, donde se dejan caer pequeñas esferas que contienen deuterio y tritio. El laboratorio Livermore trabaja con Shiva, el láser más potente del mundo, pero actualmente se construye un nuevo láser. Los científicos del Livermore confían en alcanzar un punto de equilibrio (esto es, producir tanta energía como el reactor de fusión consume) en diez o veinte años.

Política y financiamiento
El reactor Tokamak de Princeton fue cerrado en 1997 luego de que el Congreso de Estados Unidos, sometido a una fuerte presión para balancear el presupuesto federal y al no contemplar una necesidad inmediata de disponer de energía de fusión, redujo el financiamiento en 35%.

El método de confinamiento magnético se estudia en el Instituto de Tecnología de Massachusetts y en la Universidad Princeton de Nueva Jersey. En cada una de estas instituciones se construyó un Reactor de prueba de fusión Tokamak (TFTR, por sus siglas en inglés). Estos reactores utilizan un campo magnético con forma de rosquilla para confinar el plasma de modo que no entre en contacto con material alguno (Fig. 18.24). En el reactor de Princeton se ha alcanzado una temperatura de 410 millones de °C, aunque sólo por unos pocos segundos.

La fusión nuclear constituye quizá la mejor esperanza de contar con energía abundante y limpia en un futuro distante. Si se consigue llevar a cabo la fusión en el laboratorio, se tendrá que construir y probar un prototipo de central nucleoeléctrica antes de construir centrales comerciales. Es poco probable que se obtenga una cantidad apreciable de energía de esta fuente por lo menos en los próximos veinte años.



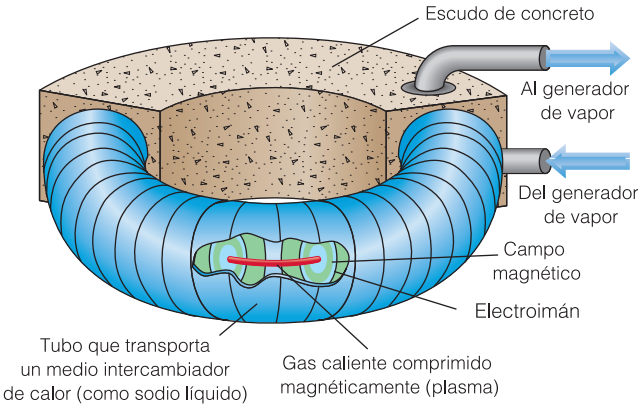


Figura 18.24 El gigantesco reactor de prueba de fusión Tokamak de la Universidad Princeton, con forma de rosquilla, es un equipo de 17 m de alto y 12 m de diámetro que utiliza un campo magnético para confinar un gas ionizado caliente (un plasma). Utilizando una mezcla 50-50 de deuterio y tritio, el reactor alcanzó una temperatura de 410 millones de °C y generó una cantidad sin precedentes de 9 MW (9 millones de watts) en 1994, luego de haber establecido el récord de energía anterior de 6 MW en 1993. Estos récords son impresionantes, pero el reactor generó menos energía de la que consumió, y sólo puede funcionar durante unos segundos cada vez. Se considera que faltan todavía unos 40 años para que la energía de fusión esté disponible en escala comercial.

EJEMPLO 18.13 Energía de fusión

Cita (a) dos ejemplos de reacciones de fusión nuclear *no regulada* y (b) dos estrategias ques ee stána plicandop arap erfeccionarl af usiónn uclear *regulada*.

SOLUCIÓN

(a) Se lleva a cabo una fusión no regulada en el Sol y en las bombas de hidrógeno.

(b) Las estrategias para la fusión regulada incluyen la fusión con láser y el confinamientom agnético.

EJERCICIO 18.13

(a) Citad osp roblemasi mportantesq uep lanteal af usiónn uclearr egulada.

(b) ¿Cuál es la conexión política y el problema que surge en torno a la energía de fusión?

Véanse los problemas 18.77-18.80.

Resumen del capítulo

Alrededor de 80 de los aproximadamente 350 isótopos o núclidos de origen natural son radiactivos. Todo isótopo radiactivo es inestable y emite radiación espontáneamente desde su núcleo. Los tipos de radiación que se emiten son (1) partículas alfa, ${}^{4}_{2}\mathrm{H}$, donde el número atómico del núcleo original disminuye en 2 y el número de masa disminuye en 4 unidades; (2) partículas beta, ${}^{0}_{-1}\mathrm{e}$, donde el número atómico del núcleo original aumenta en 1 unidad y el número de masa no cambia; y (3) radiación gamma de alta energía, γ, que no tiene masa ni carga. Los rayos gamma se emiten en muchos casos junto con partículas alfa o beta cuando un núcleo regresa a un estado más estable, en contraste con los rayos X, que se producen al ocurrir ciertas transiciones de electrones entre niveles de energía.

El tiempo que debe transcurrir para que se desintegre la mitad de una muestra específica de un isótopo radiactivo es su *vida media*. La fracción restante de la muestra original después de un cierto número de vidas medias, n, es igual a $1/(2^n)$.

Cuando el isótopo de un elemento se desintegra, se forma un isótopo de otro elemento; es decir, un tipo de átomo se transforma en otro. Una ecuación nuclear representa los cambios que se llevan a cabo. En las ecuaciones nucleares las partículas se representan en la forma ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$, a fin de indicar el número atómico (o carga nuclear), Z, y el número de masa, A, de la partícula. Al balancear una ecuación nuclear, las sumas de los números de masa de cada partícula (los supraíndices) de cada lado de la ecuación deben ser iguales, como también deben serlo las sumas de las cargas nucleares (los subíndices) de cada lado de la ecuación.

Al bombardear los núcleos de ciertos elementos con diversos tipos de partículas se producen otros elementos: un tipo de átomo se transforma en otro. El proceso recibe el nombre de transmutación artificial porque el cambio no habría ocurrido de forma natural. El trabajo con reacciones nucleares de este tipo dio lugar al descubrimiento de varias partículas subatómicas y a la síntesis de 23 elementos transuránicos. La transmutación artificial también permite preparar radioisótopos para aplicaciones industriales y médicas.

Es frecuente el uso de radioisótopos como marcadores en la investigación científica, la industria y la medicina. La radiación nuclear se utiliza en el campo de la medicina como auxiliar para el diagnóstico y tratamiento de ciertas enfermedades. Algunos ejemplos son el uso del yodo-131 en el diagnóstico y tratamiento de trastornos de la tiroides, del cobalto-60 en la terapia del cáncer, y el tecnecio-99m y el gadolinio-153 en diversas pruebas diagnósticas.

Cuando se bombardean con neutrones con el contenido de energía apropiado, ciertos núcleos inestables (uranio-235 o plutonio-239) sufren fisión. Después de absorber un neutrón, el núcleo fisionable se divide en dos núcleos de tamaño mediano y dos o más neutrones. Este proceso libera, además, cantidades enormes de energía. Si se reúne cierta cantidad mínima —una masa crítica— de un isótopo fisionable, se inicia una reacción en cadena que continúa por sí sola. En una bomba de fisión la reacción en cadena no está regulada. En las centrales nucleoeléctricas, la reacción se regula mediante barras de control que absorben neutrones. La concentración de uranio-235 es pequeña (enriquecida hasta alrededor del 3%) para las centrales nucleoeléctricas, pero es muy grande (enriquecida hasta aproximadamente 85 o 90%) para las bombas de fisión.

Durante la fusión nuclear se unen núcleos pequeños, como deuterio y tritio, por ejemplo. Las reacciones de este tipo liberan aún más energía que la fisión. Hay fusión nuclear no regulada en el Sol y en las bombas de hidrógeno. Aún no se consigue la fusión nuclear regulada, pero las investigaciones continúan.

La química nuclear ha adquirido una enorme importancia en el campo de la medicina; ha hecho aportaciones considerables a la industria y a la agricultura. Es difícil que alguna faceta de la vida humana haya permanecido ajena a los adelantos de la ciencia nuclear. Los acontecimientos históricos que se describen en este capítulo también ponen de relieve el hecho de que el conocimiento no está limitado a una nación o grupo. Cuando personas de diferente formación colaboran, es mucho lo que se puede lograr. Más aún, la ciencia no se sostiene por sí sola: la resolución de los problemas más importantes de la era actual depende de nuestra capacidad para combinar los negocios, la ciencia, la política y los valores humanos.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Balanceae cuacionesn ucleares.[18.1]
2. Describel asc aracterísticasd el ar adiacióna lfa,b etay g amma.[18.1]
3. Efectúac álculosc onv idasm ediasy f raccionesr estantesd em uestras.[18.2]
4. Explica las diferencias de significado del curie, el roentgen, el rad y el rem. [18.3]
5. Describel ar adiacióni onizantey c ómos ed etecta.[18.4]
6. Describe la radiación de fondo y las fuentes que contribuyen a ella. [18.5]
7. Describe la transmutación y cita ejemplos de ella. [18.6, 18.7]
8. Cita ejemplos de usos médicos y de otros tipos de los radioisótopos. [18.8]
9. Describe los acontecimientos principales en torno al descubrimiento de la fisión nuclear.[18.9]
10. Explica por qué las centrales nucleoeléctricas no pueden explotar como bombas nucleares. [18.10]
11. Compara la fisión nuclear con la fusión nuclear. [18.10, 18.11]

Términos clave

barras de control [18.9]
contadorG eiger[18.4]
curie[18.3]
desintegracióna lfa[18.1]
desintegraciónb eta[18.1]
desintegracióng amma[18.1]
desintegracionesp ors egundo [18.3]
ecuaciónn uclear[18.1]
fisiónn uclear[18.9]
fusiónn uclear[18.11]
irradiar[18.8]
isótopo[18.1]
marcadores[18.8]
masac rítica[18.9]
moderador[18.9]
núclido[18.1]
partículaa lfa[18.1]
partículab eta[18.1]
plasma[18.11]
positrones[18.7]
rad [18.3]
radiaciónd ef ondo[18.5]
radiacióni onizante[18.3]

radiactividadn atural[18.1]
radioisótopo[18.2]
rayosg amma[18.1]
rayos X [18.1]
reaccióne nc adena[18.9]
rem [18.3]
roentgen[18.3]
transmutación[18.1]
transmutacióna rtificial[18.6]
vidam edia[18.2]

Problemas

Radiactividadn atural

18.1 Aproximadamente, ¿cuántos isótopos están presentes en la naturaleza? ¿Cómo es posible que este número sea mayor que el número de elementos que aparecen enl at ablap eriódica?

18.2 Aproximadamente, ¿cuántos isótopos de origen natural son radiactivos?

18.3 Con base en la forma ${}^{A}_{Z}X$, escribe el símbolo de una partícula beta. Muestra la letra griega con la que tambiéns er epresental ar adiacióbn eta.

18.4 Con base en la forma ${}^{A}_{Z}X$, escribe el símbolo de una partícula alfa. Muestra la letra griega con la que tambiéns er epresental ar adiacióna lfa.

18.5 Con respecto a la desintegración alfa, explica lo que le ocurre al número atómico y al número de masa del núcleo original. Consulta la figura 18.1.

18.6 Con respecto a la desintegración beta, explica lo que le ocurre al número atómico y al número de masa del núcleo original. Consulta la figura 18.2.

18.7 Durante la desintegración alfa, el número atómico disminuye en _____ y el número de masa disminuye en _____.

18.8 Durante la desintegración beta, el número atómico _____ y el número de masa _____.

18.9 Describe los rayos gamma: su masa, carga y fuente.

18.10 ¿En qué aspectos se asemejan los rayos gamma y los rayosX ?¿ Enq uéa spectoss ond iferentes?

18.11 Con base en la forma ${}^{A}_{Z}X$, donde Z = número atómico, A = número de masa y X = símbolo de la partícula, escribe los símbolos nucleares de

a. uni sótopoc on $Z = 53$ y $A = 131$
b. tritio (hidrógeno3)
c. unn eutrón
d. radón-222

18.12 Con base en la forma ${}^{A}_{Z}X$, donde Z = número atómico, A = número de masa y X = símbolo de la partícula, escribe los símbolos nucleares de

a. uni sótopoc on $Z = 27$ y $A = 60$
b. protio(hidrógeno-1)
c. uranio-235
d. radio-226

18.13 Con base en la forma ${}^{A}_{Z}X$, escribe los símbolos nucleares de

a. una partícula beta
b. hierro-56(nor adiactivo)
c. hierro-59(radiactivo)
d. carbono-14

18.14 Con base en la forma ${}^{A}_{Z}X$, escribe los símbolos nucleares de

a. deuterio (hidrógeno-2)
b. potasio-39(nor adiactivo)
c. potasio-40(radiactivo)
d. fósforo-32

18.15 ¿Cuál o cuáles de los pares siguientes representan isótopos de un mismo elemento?

a. ${}^{57}_{28}X$ y ${}^{66}_{28}X$
b. ${}^{8}_{2}X$ y ${}^{6}_{4}X$
c. ${}^{123}_{51}X$ y ${}^{123}_{52}X$
d. ${}^{55}_{26}X$ y ${}^{56}_{26}X$

18.16 ¿Cuál o cuáles de los pares siguientes representan isótopos de un mismo elemento

a. ${}^{70}_{34}X$ y ${}^{70}_{33}X$
b. ${}^{186}_{74}X$ y ${}^{184}_{74}X$
c. ${}^{22}_{11}X$ y ${}^{44}_{22}X$
d. ${}^{35}_{17}X$ y ${}^{37}_{17}X$

18.17 El polonio, un elemento radiactivo natural que emite partículas alfa, fue descubierto en 1898 por Marie Curie, quien le dio ese nombre en recuerdo de su país natal. Escribe una ecuación nuclear balanceada de la desintegración alfa del ${}^{214}_{84}Po$. ¿Qué elemento produce estad esintegración?

18.18 El radio es un elemento radiactivo natural que fue descubierto por Marie y Pierre Curie. Escribe una ecuación nuclear balanceada de la desintegración alfa del ${}^{226}_{88}Ra$. ¿Cómo se explica la presencia de radón-222 en las casas?

18.19 Completal ase cuacionesn uclearess iguientes.

a. ${}^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{234}_{90}Th + ?$
b. ${}^{234}_{90}Th \longrightarrow {}^{234}_{91}Pa + ?$
c. ${}^{234}_{91}Pa \longrightarrow {}^{234}_{92}U + ?$
d. ${}^{234}_{92}U \longrightarrow {}^{230}_{90}Th + ?$

18.20 Completal ase cuacionesn uclearess iguientes.

a. ${}^{214}_{82}Pb \longrightarrow {}^{214}_{83}Bi + ?$
b. ${}^{214}_{83}Bi \longrightarrow {}^{214}_{84}Po + ?$
c. ${}^{214}_{84}Po \longrightarrow {}^{210}_{82}Pb + ?$
d. ${}^{210}_{82}Pb \longrightarrow {}^{210}_{83}Bi + ?$

18.21 Considera las radiaciones alfa, beta y gamma. ¿Cuál o cuálesa travesaríanu nal áminad ea luminio?

18.22 Considera las radiaciones alfa, beta y gamma. ¿Cuál o cuálesa travesaríanu nah ojad ep apel?

18.23 ¿Contra qué tipo de radiación, las pesadas partículas alfa o los rayos gamma carentes de masa, bastaría un par de guantes de caucho para proteger las manos?

18.24 ¿Contra qué tipo de radiación, alfa, beta o gamma, se necesita como protección un blindaje pesado de plomo?

Vidam edia

18.25 C. E. Bemis y sus colegas del Oak Ridge National Laboratory confirmaron la síntesis del elemento 104, cuya vida media es de 4.5 s. En los ensayos se crearon sólo 3000 átomos del elemento. Indica el número de átomos restantes al cabo de 4.5 s y de 9.0 s.

18.26 La absorción intestinal de hierro se estudia por medio del hierro-59. Si en el momento de adquirir este isótopo se tienen 6.0 g de él, ¿cuántos gramos del isótopo estarán presentes al cabo de 90 días? ¿Cuántos gramos quedarán al cabo de 135 días? La vida media del hierro 59 es de 45 días.

18.27 La materia viva tiene un contenido de carbono-14 que produce 16 cuentas por minuto por gramo de carbono. ¿Cuál es la antigüedad de un artefacto cuyo carbono-14 produce 4 cuentas por minuto por gramo de carbono? La vida media del $^{14}_{6}C$ es de 5730 años.

18.28 ¿Qué antigüedad tiene una botella de vino cuya actividad de tritio es el 25% de la actividad de un vino nuevo? La vida media del tritio es de 12.3 años.

18.29 El criptón-81^{m} se utiliza en estudios de ventilación pulmonar. ¿Cuánto tiempo debe transcurrir para que la actividad de este isótopo descienda a un cuarto de su valor original?

18.30 El yodo-131 se utiliza en el diagnóstico y tratamiento del cáncer de tiroides. Su vida media es de 8.0 días. ¿Cuánto tiempo debe transcurrir para que la actividad de este isótopo descienda a un octavo de su valor original?

18.31 ¿Cuántos días después de la emisión de grandes cantidades de yodo-131 durante el desastre nuclear de Chernobyl de 1986 descendió la actividad al 12.5% (1/8) de su valor inicial? La vida media del yodo-131 es de 8.04 días.

18.32 ¿Cuántos días después de la emisión de grandes cantidades de yodo-131 durante el desastre nuclear de Chernobyl de 1986 descendió la actividad al 3% (1/32) de su valor inicial? La vida media del yodo-131 es de 8.04 días.

18.33 Cierto procedimiento médico utiliza 176 mg de tecnecio-99^{m}, cuya vida media es de 6.0 horas. ¿Cuántos miligramosr estana lc abod e2 4h oras?

18.34 Cierto procedimiento médico utiliza 140 mg de tecnecio-99^{m}, cuya vida media es de 6.0 horas. ¿Cuántos miligramos restan al cabo de 18 horas?

Unidadesy d etectores de radiación

18.35 ¿Por qué es peligrosa la radiación ionizante para los seres vivos?

18.36 ¿Cuántos rads matarían a casi cualquier persona? ¿Cuántos rads al año recibe en promedio una persona debido a las radiografías médicas y dentales?

18.37 Nombra un tipo de detector que sirve para registrar la cantidad total de radiación recibida por una persona a lo largo de un periodo determinado (como un mes, por ejemplo).

18.38 Nombra un tipo de instrumento que sirve para detectarl ar adiacióni onizante.

Radiaciónd ef ondo

18.39 De los alrededor de 350 isótopos de origen natural, ¿cuántos son radiactivos, aproximadamente?

18.40 Nombra cuatro elementos que tienen isótopos de origen natural.

18.41 El recuadro "El radón-222 en la vida diaria" indica que el radón-222 es motivo de mayor preocupación que los otros dos isótopos de radón. Explica por qué.

18.42 Describe la relación entre el consumo de cigarrillos, el radón-222 y el cáncer pulmonar.

18.43 La figura 18.9 muestra la serie de desintegración del uranio-238. ¿Cuál es la vida media del uranio-238, y qué tipo de partículas emite? ¿Qué elemento se produce durante la desintegración?

18.44 Con base en la figura 18.9, indica la vida media del uranio-234. ¿Qué tipo de partículas emite? ¿Qué elemento se produce durante la desintegración?

18.45 Con base en la figura 18.9, menciona un isótopo no radiactivo de plomo. ¿Cómo se forma?

18.46 Con base en la figura 18.9, menciona dos isótopos radiactivos de plomo. ¿Qué tipo de desintegración sufre cada uno de ellos?

18.47 Menciona cuatro fuentes de radiación de fondo natural (consulta la figura 18.10).

18.48 La figura 18.10 muestra que el 18% de la radiación de fondo proviene de fuentes sintéticas. ¿Qué porcentajes son atribuibles a las radiografías médicas, a la medicina nuclear y a los productos de consumo?

18.49 Los niveles de radón-222 pueden llegar a ser demasiado elevados en algunas viviendas. ¿Cuál es la vida media del radón-222?

18.50 ¿Qué tipo de radiación emite el radón-222?

Transmutación y radiactividadi nducida

18.51 Escribe una ecuación nuclear balanceada de la emisión de un positrón por el azufre-31.

18.52 A una persona se le administra una pequeña cantidad de un isótopo emisor de positrones antes de practicarle un examen por TEP. Escribe una ecuación nuclear balanceada de la emisión de positrones por el carbono-11.

18.53 Con el propósito de llevar a cabo reacciones de transmutación se emplean diversos tipos de partículas para bombardear átomos. Completa las ecuaciones siguientes quer epresentant ransmutaciones.

a. $^{154}_{62}Sm + {}^{1}_{0}n \longrightarrow 2\ {}^{1}_{0}n + ?$

b. $^{7}_{3}Li + {}^{1}_{1}H \longrightarrow {}^{7}_{4}Be + ?$

c. $^{106}_{46}Pd + {}^{4}_{2}He \longrightarrow ? + {}^{1}_{1}H$

18.54 Con el propósito de llevar a cabo reacciones de transmutación se emplean diversos tipos de partículas para

bombardear átomos. Completa las ecuaciones siguientesq uer epresentant ransmutaciones.

a. $^{10}_{5}\text{B} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + ?$

b. $^{12}_{6}\text{C} + {}^{2}_{1}\text{H} \longrightarrow {}^{13}_{6}\text{C} + ?$

c. $^{121}_{51}\text{Sb} + ? \longrightarrow {}^{121}_{52}\text{Te} + {}^{1}_{0}\text{n}$

18.55 Completa las ecuaciones siguientes para mostrar qué elemento transuránico se produce durante el bombardeod eln úcleoo bjetivo.

a. $^{239}_{94}\text{Pu} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{0}_{-1}\text{e} + ?$

b. $^{239}_{94}\text{Pu} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{1}_{0}\text{n} + ?$

c. $^{241}_{95}\text{Am} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow 2\ {}^{1}_{0}\text{n} + ?$

d. $^{242}_{96}\text{Cm} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{1}_{0}\text{n} + ?$

18.56 Completa las ecuaciones siguientes para mostrar qué elemento transuránico se produce durante el bombardeod eln úcleoo bjetivo.

a. $^{238}_{92}\text{U} + {}^{14}_{7}\text{N} \longrightarrow 6\ {}^{1}_{0}\text{n} + ?$

b. $^{238}_{92}\text{U} + {}^{16}_{8}\text{O} \longrightarrow 4\ {}^{1}_{0}\text{n} + ?$

c. $^{253}_{99}\text{Es} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{1}_{0}\text{n} + ?$

d. $^{246}_{96}\text{Cm} + {}^{12}_{6}\text{C} \longrightarrow 4\ {}^{1}_{0}\text{n} + ?$

Usos prácticosd e algunosr adioisótopos

18.57 ¿Cómo se utiliza el yodo-131 radiactivo con fines de diagnóstico para obtener un fotoexamen de la tiroides?

18.58 El yodo-131 radiactivo se emplea con fines terapéuticos para el tratamiento del cáncer de tiroides. ¿Qué le ocurre a las células cancerosas de la tiroides?

18.59 Menciona dos ejemplos del uso de otros radioisótopos además del yodo-131 para el tratamiento (terapia) de enfermedades.

18.60 Menciona dos ejemplos del uso de otros radioisótopos además del yodo-131 como herramientas de diagnóstico en medicina.

18.61 Los alimentos que se exponen a la radiación ¿son radiactivos?

18.62 ¿Cómo ayuda a conservar los alimentos la práctica de irradiarlos?

18.63 Citau nu sop rácticod ela mericio-241.

18.64 Menciona una forma de utilizar el plutonio-238, isótopo de un elemento transuránico, para ayudar a las personas.

Fisióny fusión nucleares

18.65 ¿Qués ignifical ae xpresión *masac rítica*?

18.66 La densidad del uranio es de 19 g/cm^3. ¿Qué volumen ocupa una masa crítica de 8.0 kg de uranio?

18.67 ¿Cuál es la función de las barras de control en los reactores nucleares? ¿Cómo se manipulan las barras de control en un reactor nuclear?

18.68 ¿Cuál es la función de las barras de control en los reactores nucleares? ¿Cómo se manipulan las barras de control enu nr eactorn uclear?

18.69 ¿Qué partículas subatómicas producen la cadena de reacciones que son características de la fisión nuclear?

18.70 Para que se efectúe una reacción en cadena, ¿cómo debe ser el número de neutrones capturados por un átomo fisionable en comparación con el número de neutrones liberados durante la fisión?

18.71 ¿Cuál es el único isótopo de origen natural que sufre fisión?

18.72 Se descubrió que uno de los primeros elementos sintéticos también tiene un isótopo fisionable. ¿Cómo se llama este elemento?

18.73 Cuando Fermi y Segrè bombardearon uranio con neutrones,¿ quép ensaronq ueh abías ucedido?

18.74 Cuando dos químicos alemanes, Hahn y Strassmann, repitieron el experimento de Fermi-Segrè, identificaron bario, lantano y cerio entre los productos de la reacción. ¿Cuál fue su conclusión (correcta)?

18.75 Menciona tres diferencias importantes entre una reacción de fisión en una bomba nuclear y una fisión en una central nucleoeléctrica.

18.76 Menciona tres problemas asociados con las centrales nucleoeléctricas.

18.77 ¿Qué debe ocurrir durante la fusión nuclear? Menciona dos casos en los que se lleva a cabo una fusión.

18.78 Escribe una ecuación específica que ilustre la fusión nuclear.

18.79 ¿Qué temperatura se considera necesaria para llevar a cabo laf usiónn uclear?

18.80 ¿Por qué no utilizamos energía de fusión?

Estudiantes en
acción

Calcula tu dosis anual de radiación ionizante

Todo el mundo recibe radiación, tanto de fuentes naturales como artificiales. Algunas unidades en que se miden las radiaciones son los ***rem*** o ***mrem*** (por las siglas de *Roentgen Equivalent Man*) que calculan el daño biológico producido por una dosis específica de radiación) o en ***sievert*** (Sv) en el Sistema Internacional (1 Sv = 100 rem).

A continuación se presenta una tabla de fuentes y cantidades de exposición a la radiación promedio para que calcules tu dosis anual de radiación. De acuerdo con el gobierno de Estados Unidos, el público en general puede recibir una dosis media de 170 mrem y de 500 mrem por año (cerca de tres veces la radiación de fondo natural) en todo tipo de actividades convencionales.

Tabla 1. Fuentes y cantidades de exposición a la radiación promedio

*Fuentes naturales	Dosis (mrem/año)	Fuentes artificiales		Dosis (mrem/año)
**Radón (en lugares no ventilados, sótanos o por fracturas en los cimientos)	200	Rayos X médicos	a.Radiografía del Tórax	10 mrem por radiografía
			c.Radiografía de tracto intestinal	200 mrem por radiografía
			d.Radiografía dental	10 mrem por radiografía
Radiación en la superficie:		Material de construcción de la casa		
1000 m sobre el nivel del mar	10 mrem	a. Ladrillo o concreto		70 mrem
		b. Madera		30 mrem
2000 m sobre el nivel del mar	30 mrem			
3000 m sobre el nivel del mar	90 mrem			
(estima el valor en mrem para alturas intermedias)				
Suelo Radiación de las rocas y el suelo	26 mrem	Fumar una cajetilla de cigarros al día		40 mrem
Alimentos, agua y aire	28 mrem	Plantas de energía Si tu casa se halla a menos de 8 km de una planta eléctrica nuclear o alimentada con carbón		0.3 mrem
		Cósmicas (viajes por aire) [promedio]		1 mrem por cada 2400 km

*También llamada radiación de fondo, nadie se escapa de ella, debe ser considerada.
**Para la radiación por radón, que es la de mayor porcentaje de las naturales (55%), su presencia o ausencia depende del tipo de vivienda en que se habita.

Procedimiento

Con base en la tabla anterior, completa los espacios en blanco con los valores según tus actividades cotidianas. Al terminar, suma las cantidades para calcular tu dosis anual aproximada de radiación y contesta las preguntas.

Nombre:	Edad:	Sexo: M F
Fuente de radiación		**Cantidad por año**
Radiación con base a la altitud de tu comunidad		
Material de construcción de tu casa		
*Suelo. Radiación de las rocas y el suelo		
*Alimentos, agua y aire		
*Precipitación por ensayos de armas nucleares		4 mrem
Radiografías médicas y dentales		
Viajes por aire		
Localización de tu casa cerca de plantas de energía		
Radón (en lugares no ventilados, sótanos, fracturas en los cimientos)		
Fumador		
Total		

*Las cantidades preestablecidas son estimadas por actividades humanas

Análisis

1. ¿Cómo es tu dosis anual de radiación comparada con la norma de 170 mrem? _____
2. ¿Podrías reducir tu exposición a la radiación realizando cambios a tu estilo de vida? Explica.

_____

_____

3. ¿Desearías hacer esos cambios? ¿Por qué? _____

_____

capítulo 19

Química orgánica

CONTENIDO

19.1 Propiedades generales de las sustancias orgánicas e inorgánicas

19.2 Alcanos: los hidrocarburos saturados

19.3 Uso de fórmulas estructurales

19.4 Un lenguaje universal: nomenclatura de la IUPAC

19.5 Alquenos y alquinos: hidrocarburos insaturados

19.6 Hidrocarburos aromáticos

19.7 Alcoholes

19.8 Fenoles

19.9 Éteres

19.10 Aldehídos y cetonas

19.11 Ácidos carboxílicos y ésteres

19.12 Aminas y amidas

Desde los productos plásticos desechables hasta las fibras de polímero para trajes de baño, prendas de vestir elegantes y alfombras, las sustancias químicas orgánicas están en todas partes. Las botellas de plástico que aquí se muestran tienen letras y símbolos que indican su composición para fines de reciclamiento.

Se conocen más de 24 millones de compuestos que contienen carbono. La química orgánica se define simplemente como la química de casi todos estos compuestos que contienen carbono. En cambio, la química inorgánica comprende la química de todos los demás elementos y de aproximadamente 600 000 compuestos inorgánicos.

La química orgánica se refería originalmente al estudio de los compuestos de carbono que están presentes en los organismos vivos o que son producidos por ellos, lo que incluye sustancias de origen ya sea vegetal o animal. Fue necesario expandir la definición de *orgánico* cuando los químicos descubrieron que es factible producir ciertos compuestos orgánicos a partir de compuestos inorgánicos. También es posible sintetizar muchos compuestos orgánicos que en nada se parecen a los compuestos presentes enl oso rganismosv ivos.

(a)

(b)

Figura 19.1 La palabra *orgánico* tiene varios significados. (a) Los alimentos orgánicos son los que se producen sin emplear plaguicidas, hormonas ni aditivos sintéticos. (b) La química orgánica es la química de los compuestos de carbono: fibras sintéticas y naturales, medicamentos que se venden con o sin receta médica, plásticos, combustibles, disolventes y muchos productos más.

Un reducido número de compuestos que contienen carbono se clasifican como compuestos inorgánicos. Entre éstos se cuentan el CO, el CO_2 y los compuestos que contienen el ion CO_3^{2-}, el ion bicarbonato, HCO_3^-, y el ion cianuro, CN^-, porque los compuestos que contienen estos iones tienen propiedades semejantes a las de otros compuestos inorgánicos. Casi todas las sustancias químicas orgánicas que utilizamos se derivan de compuestos presentes en el petróleo, el gas natural y la hulla, e incluyen combustibles, fibras sintéticas, plásticos, resinas, medicinas, materiales de construcción, etc. Entre los compuestos orgánicos presentes en los organismos vivos están los carbohidratos, los lípidos (grasas y compuestos afines), aminoácidos, proteínas, vitaminas, hormonas y enzimas.

El uso ordinario del término *orgánico* da lugar a mucha confusión. El fertilizante orgánico y el abono son orgánicos en el sentido original de que provienen de organismos vivos. No existe una definición jurídica federal de los alimentos orgánicos, pero el Departamento de Agricultura de Estados Unidos ha formulado una serie de normas para asegurar que los alimentos rotulados como orgánicos sean cultivados y manejados sin utilizarp laguicidas,h ormonasn ia ditivoss intéticos(Fig.1 9.1).

Por ser tan grande el número de los compuestos orgánicos, éstos se agrupan en clases o familias con características estructurales y de tipos de enlaces semejantes. En este capítulo se examinarán ejemplos de una extensa variedad de importantes compuestos orgánicos.

19.1 Propiedades generales de las sustancias orgánicas e inorgánicas

En la tabla 19.1 se presenta una lista de algunas propiedades específicas del cloruro de sodio, un compuesto inorgánico, y del hexano, un compuesto orgánico. Considera las comparaciones siguientes de las sustancias químicas orgánicas e inorgánicas representativas.

Punto de fusión. Los compuestos orgánicos representativos tienen puntos de fusión relativamente bajos. Muchos de ellos, como el hexano y el etanol (alcohol etílico), son líquidos a temperatura ambiente. En cambio, casi todas las sales inorgánicas tienen puntosd ef usióne levados.

Solubilidad y densidad. La mayor parte de los compuestos orgánicos son insolubles en agua pero solubles en líquidos orgánicos. (Los compuestos orgánicos polares de masa molar pequeña y los que forman puentes de hidrógeno fuertes son solubles en agua.) En su mayoría, los líquidos orgánicos son menos densos que el agua y, al igual que ela ceite,f lotans obree llac uandos ei ntentad isolverlos.

Inflamabilidad. Los compuestos orgánicos representativos son inflamables, algunos de ellos en muy alto grado. Algunos, como la gasolina, por ejemplo, forman mezclas explosivas con el aire y no se deben utilizar cerca de una flama abierta. Los compuestos inorgánicos representativos no son inflamables; incluso algunos de ellos, como el aguay e lb icarbonatod es odio,s ee mpleanp arac ombatiri ncendios.

Tabla 19.1 Comparación de un compuesto orgánico con uno inorgánico

	Hexano (orgánico)	Cloruro de sodio (inorgánico)
Fórmula	C_6H_{14}	NaCl
Solubilidad en agua	Insoluble	Soluble
Solubilidad en gasolina	Soluble	Insoluble
Inflamable	Sí	No
Punto de fusión	−95°C	801°C
Punto de ebullición	69°C	1413°C
Densidad	0.66 g/cm^3	2.7 g/cm^3 (cristales)
Enlaces	Covalentes	Iónicos

Enlazamiento. Las propiedades representativas de los compuestos orgánicos están relacionados con el hecho de que se componen de moléculas con enlaces covalentes. El compuesto inorgánico típico es iónico. Recuerda que las soluciones acuosas de compuestos iónicos conducen una corriente eléctrica; en cambio, las soluciones acuosas de sustancias moleculares —aquéllas que tienen enlaces covalentes—, son no conductoras.

EJEMPLO 19.1 Orgánico contra inorgánico

Al investigar un aditivo para gasolina de automóvil, se encontró que era inflamable y tenía un punto de ebullición bajo de 64°C. El líquido resultó ser soluble en agua, pero no condujo una corriente eléctrica. Clasifica la sustancia como orgánica o como inorgánica.

SOLUCIÓN Estas propiedades coinciden con las de muchos compuestos orgánicos de peso molecular pequeño. (Un análisis ulterior mostró que la sustancia en cuestión era en efecto metanol, CH_3OH.)

EJERCICIO 19.1

(a) Critica este reclamo publicitario: "Compre nuestra vitamina C *Naturalmente Buena*. Eso rgánica.E sr eal."

(b) ¿Todas las sustancias orgánicas provienen de organismos vivos? Explica tu respuesta.

Véanse los problemas 19.1-19.8.

19.2 Alcanos: los hidrocarburos saturados

Antes de comprender las grandes y complejas moléculas que constituyen el fundamento de la vida, es necesario aprender un poco acerca de las moléculas orgánicas más sencillas. Comenzaremos con las moléculas orgánicas que contienen sólo dos elementos: carbono e hidrógeno. Estos compuestos se llaman **hidrocarburos**. En la sección 8.12 se describieron los enlaces covalentes del hidrocarburo más sencillo, el metano, CH_4. Recuerda que la forma del metano es tetraédrica (Fig. 19.2).

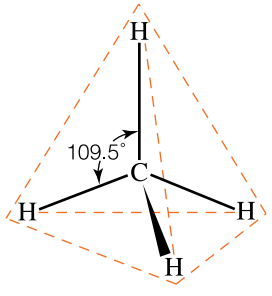
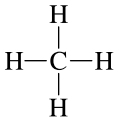


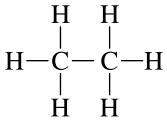
Figura 19.2 Molécula tetraédrica del metano, CH_4. Las líneas continuas representan enlaces covalentes; las líneas punteadas muestran el tetraedro.

El metano es el primer miembro de una serie de compuestos afines conocidos como los **alcanos**, que son **hidrocarburos saturados**. Saturado significa, en este caso, que cada átomo de carbono del compuesto está unido a otros cuatro átomos mediante enlaces sencillos. (Los hidrocarburos que tienen enlaces dobles o triples pertenecen a otras familiasy s ee studiane ns eccioness ubsiguientes.)

A continuación se muestran las fórmulas estructurales de los dos alcanos más sencillos, el metano y el etano, cuyas fórmulas moleculares son CH_4 y C_2H_6, respectivamente.



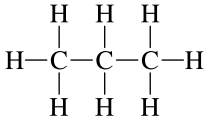
Metano



Etano

Las fórmulas estructurales no muestran con exactitud la geometría tridimensional de las moléculas. Los ángulos de enlace de estos alcanos —y de todos los demás—, son de 109.5°. Sin embargo, y a diferencia de las fórmulas moleculares, las fórmulas estructurales muestran el orden en que se unen los átomos. La figura 19.3 muestra modelos de esferas y palos y de semiesferas del metano y del etano.

El alcano de tres átomos de carbono, C_3H_8, se llama propano. En la figura 19.4 se muestranm odelosd elp ropano,y s uf órmulae structurala parecea lm argen.



Propano

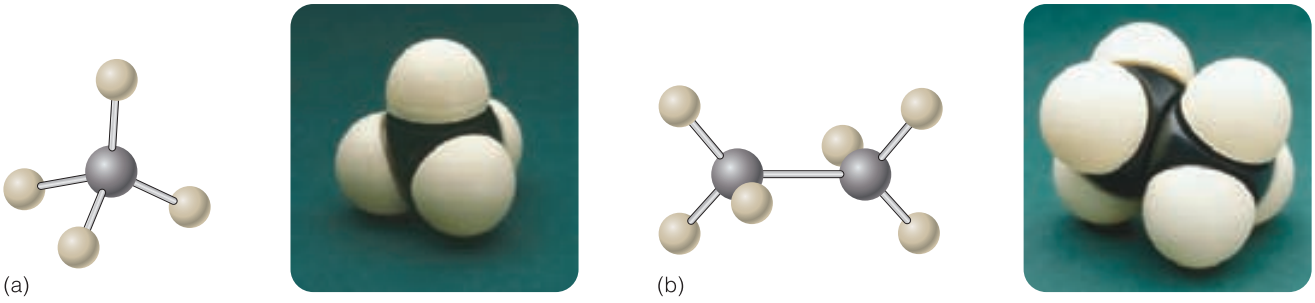


Figura 19.3 Modelos de esferas y palos y de semiesferas del metano (a) y del etano (b).

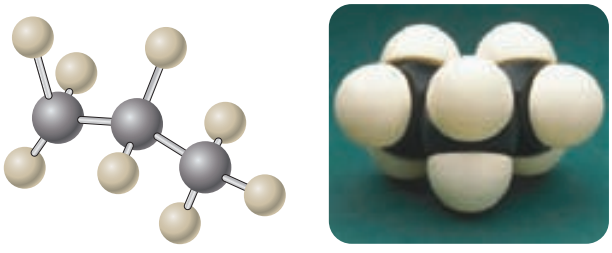
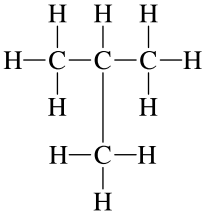


Figura 19.4 Modelos de esferas y palos y de semiesferas del propano.

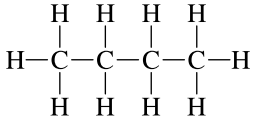
Tabla 19.2 Prefijos que indican el número de átomos de carbono de las moléculas orgánicas

Prefijo	Número
Meth-	1
Et-	2
Prop-	3
But-	4
Pent-	5
Hex-	6
Hept-	7
Oct-	8
Non-	9
Dec-	10



Isobutano
p.f. = −159°C
p.eb. = −12°C

Ahora comienza a hacerse aparente una regla. Se pueden construir alcanos de la longitud que sea con sólo unir átomos de carbono en largas cadenas y agregar los átomos de hidrógeno suficientes para que cada átomo de carbono tenga cuatro enlaces covalentes. Incluso los nombres de estos compuestos siguen una regla. En el caso de los compuestos de cinco átomos de carbono o más, la raíz del nombre de cada uno proviene del nombre en griego o latín del número de átomos de carbono de la molécula, como se muestra en la tabla 19.2. El sufijo, *-ano*, indica que el compuesto es un *alcano*. La tabla 19.3 muestra las fórmulas estructurales y los nombres de los primeros diez alcanos de cadena continua; es decir, de los alcanos en los que cada átomo de carbono está unido a no más de dos átomos de carbono adicionales. No hay por qué detenerse en diez átomos de carbono; los alcanos pueden contener 100 o 1000 o más de un millón de átomos de carbono. Se puede preparar un número enorme de alcanos con sólo alargar la cadena, pero ésta no es la única opción. Con cuatro átomos de carbono o más, la cadena se puede ramificar. Por ejemplo, el butano, C_4H_{10}, hierve a −0.5°C y su fórmula estructural es

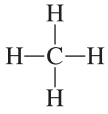
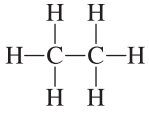
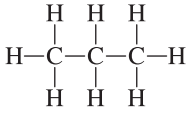
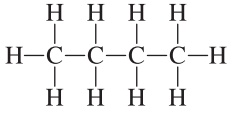
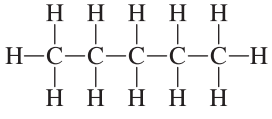
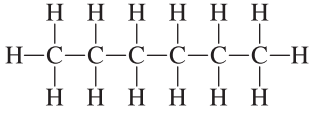
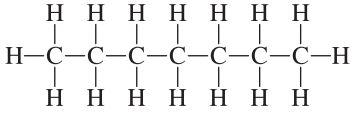
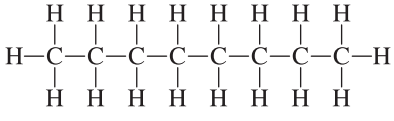
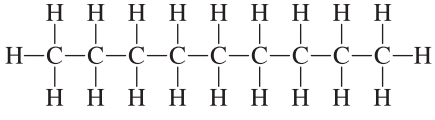
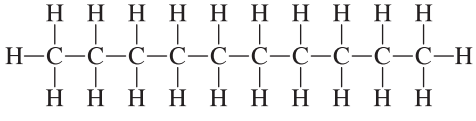


Butano
p.f. = −138°C
p.eb. = −0.5°C

Otro compuesto tiene la misma fórmula molecular, C_4H_{10}, pero hierve a −12°C. La fórmula estructural de este segundo compuesto es diferente de la fórmula del butano. En vez de tener cuatro átomos de carbono unidos formando una cadena continua, este nuevo compuesto tiene una cadena continua de sólo tres átomos de carbono, y el cuarto átomo de carbono forma una ramificación en el carbono medio de la cadena de tres carbonos, comos em uestraa lm argen.

Los compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero diferentes fórmulas estructurales se llaman **isómeros**. Debido a que este alcano ramificado de cuatro átomos

Tabla 19.3 Los primeros diez alcanos de cadena continua

Nombre	Fórmula molecular	Fórmula estructural	Números de isómeros posibles
Metano	CH_4		1
Etano	C_2H_6		1
Propano	C_3H_8		1
Butano	C_4H_{10}		2
Pentano	C_5H_{12}		3
Hexano	C_6H_{14}		5
Heptano	C_7H_{16}		9
Octano	C_8H_{18}		18
Nonano	C_9H_{20}		35
Decano	$C_{10}H_{22}$		75

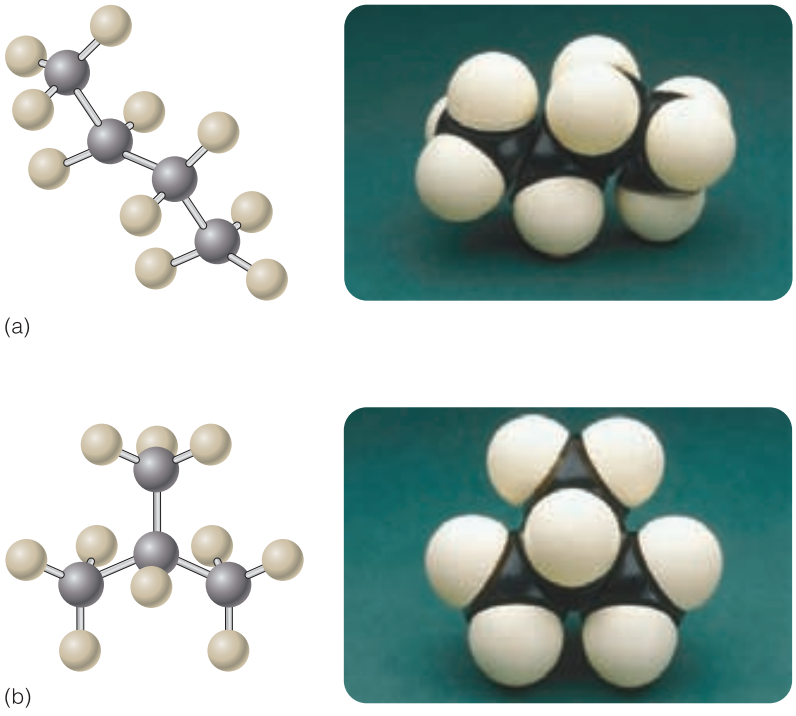


Figura 19.5 Modelos de esferas y palos y de semiesferas del butano (a) y del isobutano (b).

de carbono es un isómero del butano, su nombre es isobutano. La figura 19.5 muestra modelosd el osd osi sómeros:b utanoe i sobutano.

El número de isómeros aumenta rápidamente con el número de átomos de carbono, como se indica en la tabla 19.3. Hay tres pentanos, cinco hexanos, nueve heptanos, y así sucesivamente. La isomería es común en los compuestos de carbono, y es una de las razones por las que existen millones de compuestos orgánicos.

El propano y los butanos son combustibles muy conocidos (Fig. 19.6). Aunque son gases a las temperaturas ordinarias y a la presión atmosférica normal, se licuan bajo presión, y se venden en recipientes a presión. Las mezclas de estos gases se venden como gas licuado de petróleo (llamado gas LP o LPG). La gasolina es una mezcla de hidrocarburos de 5 a 12 átomos de carbono.

Veamos de nuevo la tabla 19.3. Observa que la fórmula molecular de cada alcano de la tabla difiere de la que le antecede en exactamente un átomo de carbono y dos átomos de hidrógeno, es decir, en un grupo CH_2. Las series de compuestos de este tipo tienen propiedades que varían de forma regular y predecible; sus miembros reciben el nombre de **homólogos**. Los alcanos son homólogos de fórmula general C_nH_{2n+2}. En vez de estudiar la química de una cantidad apabullante de compuestos de carbono individuales, los químicos orgánicos estudian algunos miembros de una *serie homóloga* y deducen de ellos las propiedades de otros compuestos de la serie.

Considera un punto adicional antes de dejar atrás la tabla 19.3: No se han aislado todos los isómeros posibles de las moléculas más grandes. De hecho, la tarea se torna cada vez más difícil a medida que se avanza a lo largo de la serie. Existen, por ejemplo, más de 4000 millones de isómeros posibles de fórmula molecular $C_{30}H_{62}$.

Propiedades físicas de los alcanos

En la tabla 19.4 se presentan algunas propiedades físicas de los primeros 20 alcanos. Advierte el incremento más o menos regular del punto de fusión, del punto de ebullición y de la densidad a medida que aumenta el número de átomos de carbono (y la masa molar). Como se muestra en la tabla, a temperatura ambiente los alcanos de 1 a 4

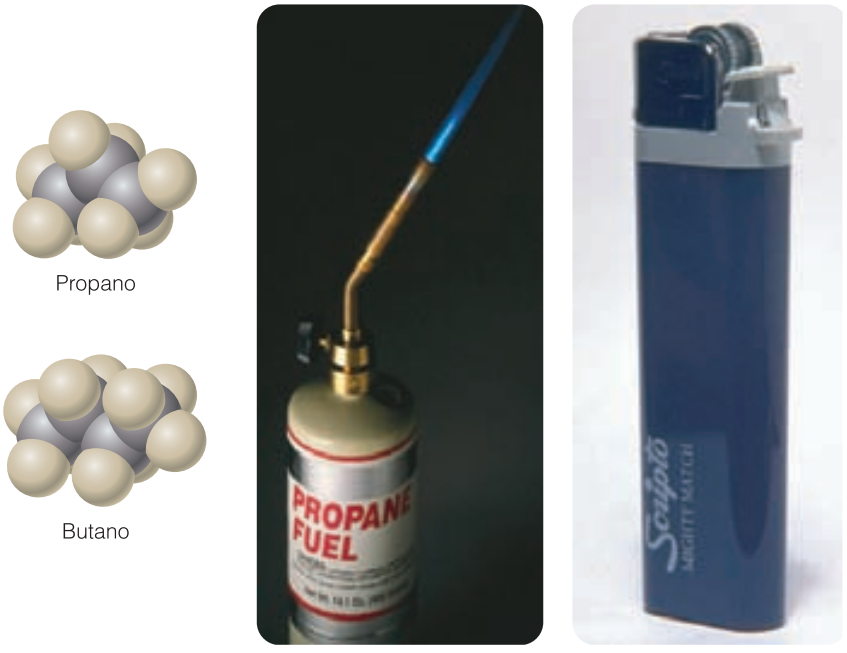


Figura 19.6 El propano y el butano son combustibles comunes. (a) Soplete de propano. (b) Encendedor de butano.

átomos de carbono son gases, los alquenos de 5 a 16 átomos de carbono son líquidos, y los que tienen más de 16 átomos de carbono son sólidos.

La densidad de los alcanos líquidos es menor que la del agua (1.0 g/mL). Estos compuestos son no polares y son prácticamente insolubles en agua, por lo cual flotan sobre ella. Los alcanos suelen emplearse como disolventes para disolver sustancias poco polares, como grasas, aceites y ceras.

Propiedades químicas de los alcanos

Desde el punto de vista químico, los alcanos son los compuestos orgánicos menos reactivos de todos. Por lo general no reaccionan con los ácidos fuertes (como el ácido sulfúrico), las bases fuertes (como el hidróxido de sodio), la mayor parte de los agentes oxidantes (como el dicromato de potasio) y casi todos los agentes reductores (como el sodio metálico). Los alquenos sufren algunas reacciones muy importantes, entre ellas la de combustión. El gas natural (principalmente metano) es uno de los combustibles fósiles más importantes. A continuación se muestra la ecuación de la reacción de combustión del metano.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) + \text{Calor}$$

El gas en cilindros —principalmente propano— se emplea como combustible en algunos hogares, en los asadores portátiles, y para soldar tubos de cobre. El butano es el combustible de los encendedores de bolsillo. La gasolina, el queroseno y el combustible de aviación son mezclas de hidrocarburos que se obtienen del petróleo. Además de arder en oxígeno, los alcanos reaccionan con el cloro y el bromo para formar **halogenuros de alquilo** como el bromuro de metilo, CH_3Br.

$$CH_4(g) + Br_2(l) \longrightarrow CH_3Br(g) + HBr(g)$$

Los halogenuros de alquilo se utilizan para sintetizar muchos otros compuestos. En la figura 19.7 se muestran los nombres y modelos de varios halogenuros de alquilo.

Conexión con el mundo real
El bromuro de metilo se ha utilizado desde hace mucho tiempo como ingrediente de herbicidas e insecticidas aunque se investigan posibles sustitutos menos riesgosos.

Tabla 19.4 Propiedades físicas de algunos alcanos

Nombre	Fórmula molecular	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad del líquido a 20°C (g/mL)
Metano	CH_4	−183	−162	(Gas)
Etano	C_2H_6	−183	−89	(Gas)
Propano	C_3H_8	−190	−42	(Gas)
Butano	C_4H_{10}	−138	0	(Gas)
Pentano	C_5H_{12}	−130	36	0.626
Hexano	C_6H_{14}	−95	69	0.659
Heptano	C_7H_{16}	−91	98	0.684
Octano	C_8H_{18}	−57	126	0.703
Nonano	C_9H_{20}	−54	151	0.718
Decano	$C_{10}H_{22}$	−30	174	0.730
Undecano	$C_{11}H_{24}$	−26	196	0.740
Dodecano	$C_{12}H_{26}$	−10	216	0.749
Tridecano	$C_{13}H_{28}$	−6	235	0.757
Tetradecano	$C_{14}H_{30}$	6	254	0.763
Pentadecano	$C_{15}H_{32}$	10	271	0.769
Hexadecano	$C_{16}H_{34}$	18	280	0.775
Heptadecano	$C_{17}H_{36}$	22	302	(Sólido)
Octadecano	$C_{18}H_{38}$	28	316	(Sólido)
Nonadecano	$C_{19}H_{40}$	32	330	(Sólido)
Eicosano	$C_{20}H_{42}$	37	343	(Sólido)

EJEMPLO 19.2 Alcanos

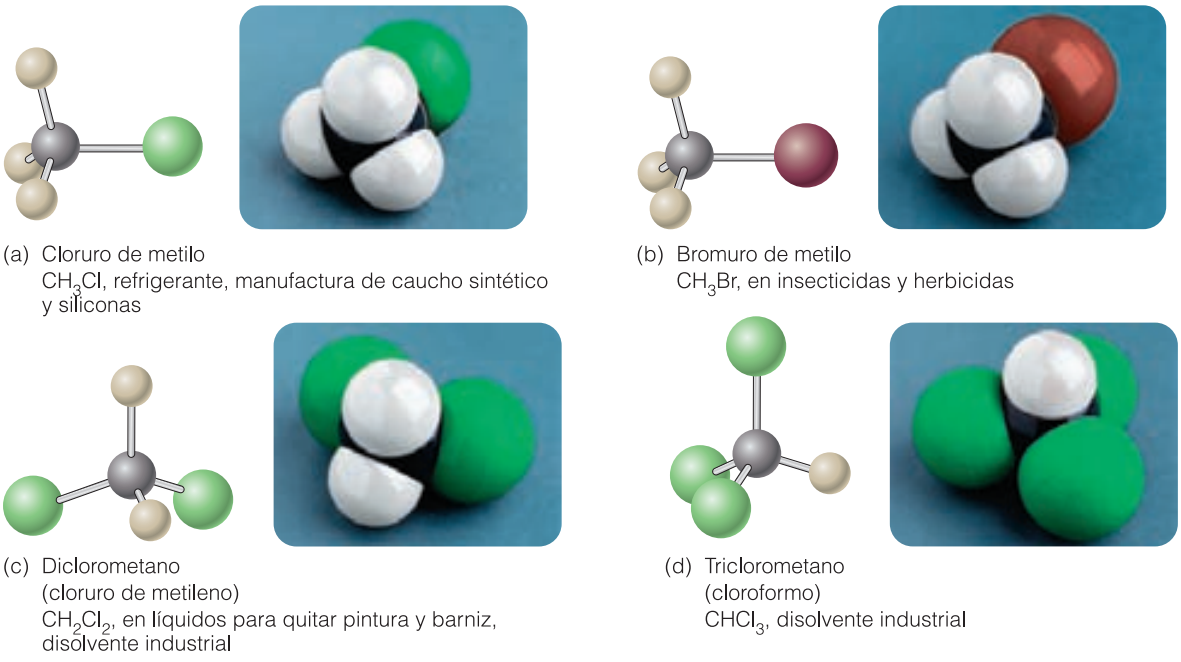
Cita nombres de alcanos de tres, cuatro, cinco, seis, siete y ocho átomos de carbono.

SOLUCIÓN

Número de átomos de carbono	Nombre del alcano	Número de átomos de carbono	Nombre del alcano
3	Propano	6	Hexano
4	Butano	7	Heptano
5	Pentano	8	Octano

EJERCICIO 19.2

(a) Cita los nombres de cuatro alcanos que son gases a temperatura ambiente.
(b) Cita nombres de alcanos líquidos de 5, 6, 7 y 8 átomos de carbono.



(a) Cloruro de metilo
CH_3Cl, refrigerante, manufactura de caucho sintético y siliconas

(b) Bromuro de metilo
CH_3Br, en insecticidas y herbicidas

(c) Diclorometano
(cloruro de metileno)
CH_2Cl_2, en líquidos para quitar pintura y barniz, disolvente industrial

(d) Triclorometano
(cloroformo)
$CHCl_3$, disolvente industrial

Figura 19.7 Modelos de esferas y palos y de semiesferas de algunos halogenuros de alquilo.

19.3 Uso de fórmulas estructurales

En la sección precedente se utilizaron **fórmulas estructurales** que muestran líneas que corresponden a todos los enlaces covalentes presentes en una molécula. Una fórmula estructural proporciona más información que una fórmula molecular. Por ejemplo, la fórmula molecular C_4H_{10} no indica si se trata del butano o del isobutano, pero las fórmulas estructurales que se mostraron en la sección 19.2 permiten distinguir entre estos dos compuestos al mostrar el orden de unión de los átomos.

Se necesita mucho espacio para mostrar fórmulas estructurales completas en una página impresa; por esta razón, los químicos suelen emplear **fórmulas estructurales condensadas**. Las estructuras condensadas muestran los átomos de hidrógeno en seguida de los átomos de carbono a los que están unidos. Las siguientes son las fórmulas estructuralesc ondensadasd el osd osb utanos.

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 \qquad \text{y} \qquad \begin{array}{l} CH_3-CH-CH_3 \\ \quad\quad\;\; | \\ \quad\quad CH_3 \end{array}$$

Estas estructuras se simplifican aún más omitiendo las líneas de enlace horizontales.

$$CH_3CH_2CH_2CH_3 \qquad \text{y} \qquad \begin{array}{l} CH_3-CHCH_3 \\ \quad\quad\;\; | \\ \quad\quad CH_3 \end{array}$$

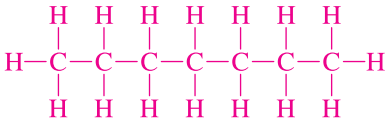
EJEMPLO 19.3 Fórmulas estructurales y estructurales condensadas

Dibuja la fórmula estructural y la fórmula estructural condensada del heptano.

SOLUCIÓN El nombre de heptano nos indica que el compuesto es un alcano (-ano) con siete (hept-) átomos de carbono. Primero muestra una cadena de siete átomos de carbono unidos por enlaces sencillos.

$$C-C-C-C-C-C-C$$

Cada átomo de carbono debe tener cuatro enlaces covalentes; por tanto, agrega suficientes átomos de hidrógeno a la cadena de átomos de carbono para que cada uno de ellos tenga cuatroe nlaces.



Para escribir la forma condensada, muestra mediante un subíndice el número de átomos de hidrógeno unidos a cada átomo de carbono. Advierte que el carbono de cada extremo tiene tres átomos de hidrógeno, en tanto que los carbonos intermedios tienen cada uno sólo dos átomos de hidrógeno.

$$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$$

Hay cuatro grupos CH_2 consecutivos; por tanto, también se puede escribir la estructura como sigue.

$$CH_3(CH_2)_5CH_3$$

EJERCICIO 19.3

Véanse los problemas 19.9 y 19.12.

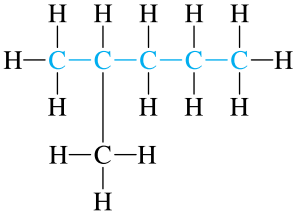
(a) Dibujal af órmulae structuraly l af órmulae structuralc ondensadad elp entano.

(b) Dibujal af órmulae structuralc ondensadad elh eptano.

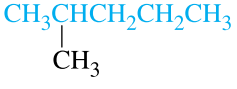
19.4 Un lenguaje universal: nomenclatura de la IUPAC

Con el propósito de poner orden en la caótica forma de nombrar los compuestos recién descubiertos, la *International Union of Pure and Applied Chemistry* o **IUPAC** (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) celebró en 1892 la que habría de ser la primera de una serie de reuniones sobre nomenclatura, es decir, sobre un sistema para asignar nombres. Este congreso estableció reglas formales para nombrar los compuestos. Aquí ser esumena lgunasr eglasf undamentalesp araa signarn ombrea losa lcanos.

1. Los nombres de los miembros individuales terminan en **-ano**, lo que indica que son alcanos. En la tabla 19.3 se muestran los nombres de los miembros de cadena continua de hasta 10 átomos de carbono.
2. Los nombres de los alcanos de cadena ramificada se componen de dos partes. La parte final del nombre se toma de la cadena continua *más larga* de átomos de carbono presente en el compuesto. En ocasiones se hace referencia a esta cadena comoe lc ompuestop adre.P ore jemplo,e lc ompuestoc uyae structurae s



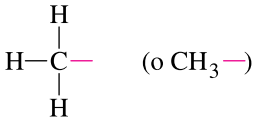
o



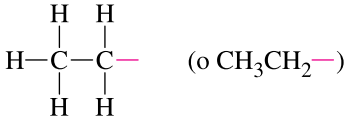
se nombra como un derivado del pentano porque la cadena continua más larga tiene cinco átomos de carbono. La segunda parte del nombre sería *pentano*.

3. La primera parte del nombre se forma mediante prefijos que indican los grupos unidos a la cadena padre. Si el grupo unido contiene sólo átomos de carbono y de hidrógeno unidos por enlaces sencillos, se trata de un **grupo alquilo**. La raíz **alqu-**

indica que estos grupos son similares a los alcanos; la terminación **-ilo** indica que un grupo de átomos está unido a cierta cadena padre. El nombre de un grupo alquilo específico se deriva del alcano que tiene el mismo número de átomos de carbono. Por ejemplo, el grupo de un átomo de carbono derivado del metano es



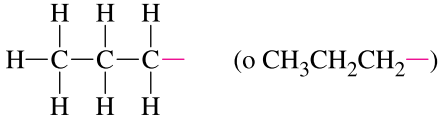
Su nombre es grupo **metilo**. El grupo alquilo derivado del etano es



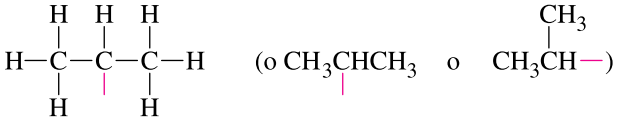
Conexiones médicas
El **dimetilmercurio**, CH_3–Hg–CH_3, es sumamente tóxico. Unas cuantas gotas derramadas accidentalmente por Karen Wetterhahn, profesora de química del Dartmouth College, resultaron letales pese a que ella usaba guantes de látex.

Su nombre es grupo **etilo**. Del propano se derivan dos grupos alquilo. Uno de ellos es el grupo **propilo**. Advierte que la unión corresponde al átomo de carbono terminal de la cadena de tres carbonos.

El **cloruro de etilo** alivia el dolor. Cuando se rocía sobre un área lesionada, se siente un frío congelante, lo que anestesia el tejido.



El otro grupo alquilo derivado del propano es el grupo **isopropilo**, que se une por el átomo de carbono intermedio y se representa como sigue.



Hay muchos otros grupos alquilo. La tabla 19.5 muestra aquéllos que encontrarás con más frecuencia. Observa que el número de átomos de hidrógeno de cada grupo alquilo es uno menos que el del alcano correspondiente. La extracción de un átomo de hidrógeno deja libre una posición donde el grupo alquilo se puede unir a una cadena padre o a otro grupo.

4. La ubicación de los grupos sustituyentes (grupos alquilo u otros grupos) en la cadena más larga se designa mediante números arábigos. Por ejemplo, para asignar nombrea lc ompuestoq ues er epresentam ediantel ae structura

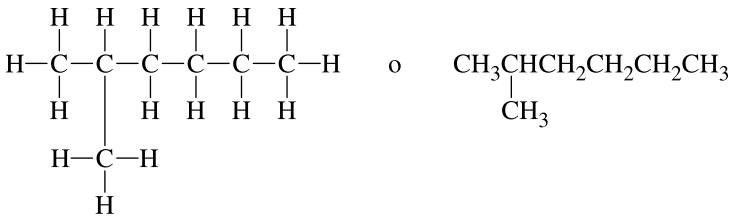
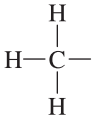
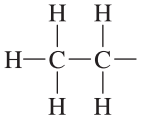
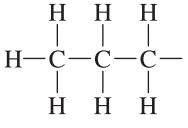
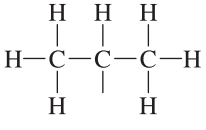
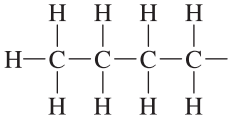
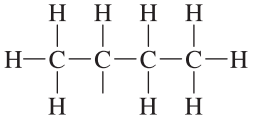
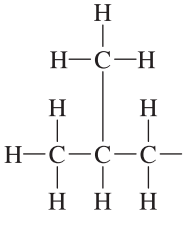
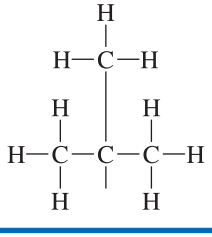
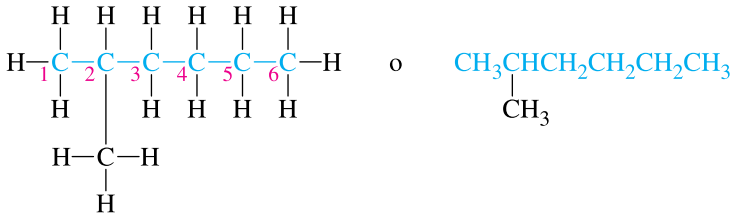


Tabla 19.5 Grupos alquilo comunes

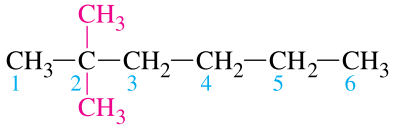
Nombre	Fórmula estructural	Fórmula estructural condensada
Metilo		$CH_3—$
Etilo		$CH_3CH_2—$
DERIVADOS DEL PROPANO		
Propilo		$CH_3CH_2CH_2—$
Isopropilo		$CH_3\underset{\displaystyle\vert}{C}HCH_3$
DERIVADOS DEL BUTANO		
Butilo		$CH_3CH_2CH_2CH_2—$
Butilo secundario (*sec*-butilo)		$CH_3\underset{\displaystyle\vert}{C}HCH_2CH_3$
Isobutilo		$CH_3\underset{\displaystyle\vert}{C}HCH_2—$
Butilo terciario (*tert*-butilo)		$CH_3\underset{\displaystyle\vert}{C}CH_3$

primero se identifica la cadena continua más larga.

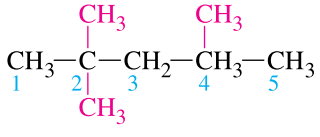


Esta cadena tiene seis átomos de carbono; por tanto, se considera al compuesto como un derivado del hexano. El grupo unido a la cadena es un grupo metilo, CH_3—, y está en el segundo átomo de carbono de la cadena padre. El nombre de este compuesto es 2-metilhexano. Siempre numera la cadena padre a partir del extremo más próximo al sustituyente. Si hay más de dos sustituyentes, y si los sustituyentes más próximos a cada extremo de la cadena principal se encuentran equidistantes de los extremos, numera a partir del extremo más próximo al primer punto de diferencia.

5. Cuando hay dos o más grupos idénticos unidos a la cadena principal, se necesita un número para especificar la ubicación de cada sustituyente. Además, es preciso indicar si hay dos, tres o cuatro grupos idénticos unidos a la cadena padre. Esto se hace empleando prefijos: **di**- para dos, **tri**- para tres y **tetra**- para cuatro. Si hay dos grupos idénticos unidos a un mismo átomo de carbono, se debe repetir el número por cadagru po.



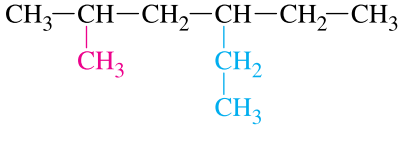
2,2-dimetilhexano



2,2,4-trimetilpenteno

Conexión con el aprendizaje Advierte que en los nombres IUPAC que aquí se muestran se emplean comas para separar unos números de otros, y guiones para separar números de palabras.

Los grupos deben aparecer en orden alfabético —etilo antes de metilo, y así sucesivamente—, de acuerdo con las reglas de la IUPAC, como aquí se muestra.

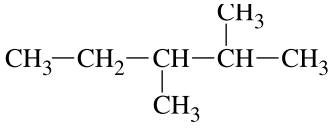


4-etil-2-metilhexano

La mejor manera de aprender a nombrar estructuras orgánicas es resolver ejercicios, no sólo memorizar reglas. Es más fácil de lo que parece. Haz la prueba con los siguientes.

EJEMPLO 19.4 Nomenclatura de alcanos

Escribe el nombre IUPAC del compuesto que se representa mediante la fórmula.



LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Metano, un gas de efecto invernadero muy potente

Los gases de efecto invernadero permiten el paso de luz solar y retienen la irradiación de calor emitida por la Tierra, calentándola. Desde el siglo XX se empezaron a emitir cantidades adicionales de estos gases por las actividades de origen humano.

El metano es un gas combustible, incoloro e inodoro. Tiene un efecto invernadero 21 veces mayor que el dióxido de carbono (que es el más abundante de este tipo de gases). Se genera cuando las bacterias metanogénicas (pertenecientes al grupo *Archaea sp*) se alimentan de material orgánico de origen vegetal y lo descomponen.

Se produce metano en campos de gas y emisiones del fondo marino (principalmente del Ártico), pero en general hay tres importantes fuentes de éste: los humedales (zonas de tierra usualmente planas, en las cuales la superficie se inunda de forma permanente o de manera intermitente), el estómago de los rumiantes y los arrozales. En estos lugares, las bacterias metanogénicas encuentran óptimas condiciones para su crecimiento (como las bajas concentraciones de oxígeno), por lo que se desarrollan, con la consecuente producción de metano.

En diversos sitios del mundo se ha alertado que el ganado, en especial el vacuno, debido a su proceso digestivo, es una importante fuente de gases de efecto invernadero. Esto se agrava porque se ha incrementado la demanda de productos cárnicos y derivados. Organismos Internacionales como Greenpeace han recomendado a la población en general disminuir o eliminar el consumo de carnes rojas, con la intención de que los ganaderos se vean obligados a criar menos cabezas y con ello disminuir el efecto invernadero y el calentamiento global.

En los estómagos de los rumiantes se originan 80 teragramos (igual a 80 millones de toneladas del gas) de CH_4, por lo que ocupan el segundo lugar de producción de este gas a nivel mundial.

Por su parte, el cultivo de arroz genera 60 millones de toneladas de metano, por lo que le corresponde el tercer lugar de emisión de este gas. Le siguen en orden de producción, en millones de toneladas: los depósitos sanitarios (30), el estiércol (25), las plantas de tratamientos de efluentes (25), las termitas (20), los océanos (10) y el agua dulce (5).

El arroz se cultiva con gran facilidad en casi todo el mundo, además es uno de los alimentos más consumidos: se estima que es la base de la dieta de 2 500 millones de personas. Este cereal se siembra en campos inundados, donde las bacterias metanogénicas encuentran un lugar ideal para vivir y reproducirse. Cuanto más tiempo están inundados los campos, presentan menores concentraciones de oxígeno y de otros agentes oxidantes, con lo cual se acelera la producción de metano.

De los campos en los que se cultiva arroz se emana 16.21% del metano producido en nuestro planeta.

En 2002, Rafael Conrad y sus colaboradores del Instituto Max Planck de Microbiología Terrestre de Marburg investigaron los procesos microbiológicos y químicos implicados en este fenómeno. Después de varios años de estudio, pudieron averiguar que la forma en que los campesinos trabajan sus campos influye en gran medida en el volumen de metano originado. De esta manera, si se deja que la paja de arroz se pudra en los campos, las bacterias metanogénicas cuentan con alimento y generan mucho más gas. De dicho hallazgo se desprendió la recomendación a los campesinos de drenar periódicamente los arrozales. Con esta sencilla medida se podría reducir gran parte la producción de metano.

Asimismo, el equipo de Conrad y otros investigadores están en la búsqueda de variedades de arroz y métodos de cultivo con los que además de lograr mejor rendimiento, se dañe lo menos posible el ambiente y el clima mundial.

Otra línea de investigación busca aprovechar el metano generado de forma natural, pues también es una fuente alternativa de energía (como biogas), menos contaminante que el petróleo.

En la siguiente dirección electrónica encontrarás más información acerca de este tema: http://www-alt.mpg.de/english/illustrationsDocumentation/multimedia/maxEdicion/

SOLUCIÓN La cadena continua de carbono más larga tiene cinco átomos de carbono. Hay dos grupos metilo unidos al segundo y tercer átomos de carbono (no al tercero y cuarto). Asigna a estos grupos metilo los números más pequeños posibles, contando a partir de un extremo. El nombre correcto es 2,3-dimetilpentano.

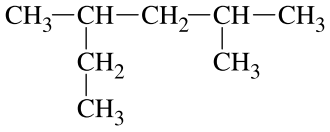
EJERCICIO 19.4

(a) Dibuja la fórmula estructural condensada del 1-bromo-2-etilbutano.

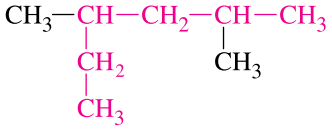
(b) Dibuja la fórmula estructural condensada del 1-cloro-2-etil-2-metilbutano.

EJEMPLO 19.5 Nomenclatura de alcanos

Escribe el nombre IUPAC del compuesto que se representa mediante la fórmula

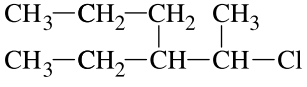


SOLUCIÓN El nombre IUPAC es 2,4-dimetilhexano, no 2-etil-5-metilpentano. ¡Aquí puedes caer en una trampa! El compuesto progenitor es la cadena continua más larga, no necesariamente la cadena dibujada en sentido horizontal en la página. En el caso de esta estructura, la cadena más larga contiene seis átomos de carbono, no cinco.

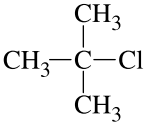


EJERCICIO 19.5

(a) Escribe el nombre IUPAC del compuesto que sigue. (Selecciona la cadena continua más larga a la que está unido el halógeno.)

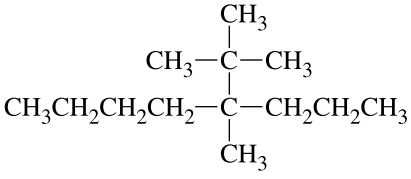


(b) Escribe el nombre IUPAC del compuesto que se representa mediante la fórmula



EJEMPLO 19.6 Estructuras complejas

Escribe el nombre IUPAC del compuesto que se representa mediante la fórmula



SOLUCIÓN Hay un grupo *tert*-butilo (consulta la tabla 19.5) que aparece encima de la cadena más larga. Este grupo se nombra, en orden alfabético (con base en la "b" de butilo), antes del grupo metilo que se muestra debajo de la cadena padre. El nombre correcto es 4-*tert*-butil-4-metiloctano.

EJERCICIO 19.6

Véanse los problemas 19.13-19.16.

(a) Dibuja la estructura del 4-isopropil-2-metilheptano.

(b) Dibuja la estructura del 1,1-dicloro-3-isopropil-2-metilhexano.

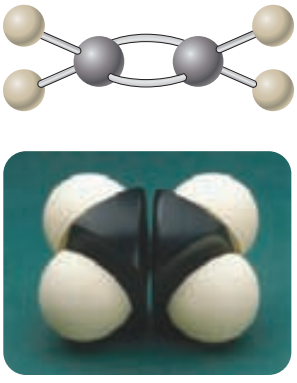
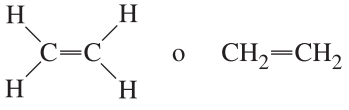


Figura 19.8 Modelos de esferas y palos y de semiesferas del etileno.

Figura 19.9 Diversos productos de consumo, como agua, leche y jugo de naranja, se venden en recipientes de polietileno.

19.5 Alquenos y alquinos: hidrocarburos insaturados

Dos átomos de carbono pueden compartir más de un par de electrones. En el eteno (su nombre común es etileno), C_2H_4, los dos átomos de carbono comparten *dos pares* de electrones para formar un *doble enlace*, como se muestra aquí y en la figura 19.8.



El eteno es el primer miembro de una familia de hidrocarburos conocidos como **alquenos** (advierte la terminación **-eno**). Todo alqueno contiene un doble enlace carbono-carbono. En la tabla 19.6 se presentan los nombres, estructuras y propiedades físicas de variosa lquenos.

El eteno (etileno) es el producto químico orgánico comercial más importante. La producción anual de Estados Unidos es de alrededor de 23 000 millones de kg. Aproximadamente el 45% del etileno se destina a la fabricación de polietileno, uno de los plásticos más conocidos (Fig. 19.9). Otro 15% más o menos se convierte en etilenglicol, que es el componente principal de las marcas más comunes de anticongelante para radiadores dea utomóvil.

El propeno (su nombre común es propileno) es el segundo alqueno de la tabla de alquenos. Se utiliza en la fabricación de polipropileno y de otros plásticos, alcohol isopropílico (alcohol para fricciones corporales), propilenglicol y muchos otros productos químicos.

Dos átomos de carbono también pueden compartir *tres* pares de electrones para formar un triple enlace entre dos átomos de carbono, como en el etino, C_2H_2, conocido por

Tabla 19.6 Propiedades físicas de algunos alquenos

Nombre de la IUPAC	Fórmula molecular	Estructura condensada	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Eteno	C_2H_4	$CH_2=CH_2$	−169	−104
Propeno	C_3H_6	$CH_3CH=CH_2$	−185	−47
1-Buteno	C_4H_8	$CH_3CH_2CH=CH_2$	−185	−6
1-Penteno	C_5H_{10}	$CH_3CH_2CH_2CH=CH_2$	−138	30
1-Hexeno	C_6H_{12}	$CH_3(CH_2)_3CH=CH_2$	−140	63
1-Hepteno	C_7H_{14}	$CH_3(CH_2)_4CH=CH_2$	−119	94
1-Octeno	C_8H_{16}	$CH_3(CH_2)_5CH=CH_2$	−102	121

lo común como acetileno. A continuación se muestra su estructura; en la figura 19.10 se muestranm odelosd eb olasy p alosy d e semiesferas.

$$H-C\equiv C-H$$

El etino es el primer miembro de una familia de hidrocarburos conocidos como **alquinos**. Todo alquino contiene un triple enlace carbono-carbono. Alrededor del 10% del acetileno que se produce en Estados Unidos se utiliza en los sopletes oxiacetilénicos para cortar y soldar metales. La mayor parte del acetileno, sin embargo, se convierte en otros intermediarios químicos, es decir, en sustancias químicas que se utilizan para elaborar muchoso trosp roductos.

Existen reglas específicas de la IUPAC para nombrar los alquenos y alquinos. Algunas de las reglas más fundamentales de la IUPAC para asignar nombre a los alquenos sonl ass iguientes.

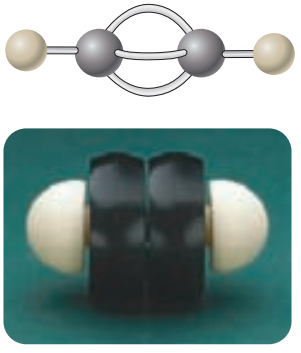


Figura 19.10 Modelos de esferas y palos y de semiesferas del acetileno.

1. Los nombres de los alquenos terminan en -**eno**. La terminación -**dieno** se aplica a los alquenos con dos dobles enlaces.
2. La cadena más larga de átomos de carbono que *contiene el doble enlace* es el compuesto padre. El nombre base de esta cadena es el mismo que el del alcano, pero con la terminación -*eno*. Por ejemplo, el nombre base de una cadena de cuatro átomos de carbono con un doble enlace es *buteno*.
3. Los átomos de carbono del compuesto padre se numeran a partir del extremo de la cadena más próximo al doble enlace. La ubicación del doble enlace se designa empleando como prefijo el número del primer átomo de carbono del doble enlace. El compuesto $CH_3CH=CHCH_2CH_3$, por ejemplo, tiene el doble enlace entre el segundo y el tercer átomos de carbono. Su nombre es 2-penteno.
4. Los grupos sustituyentes se nombran conforme a los métodos descritos para los alcanos.P ore jemplo, elc ompuesto

$$CH_3\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}HCH_2CH=CHCH_3$$

es el 5-metil-2-hexeno. Observa que el doble enlace recibe el número más pequeño posible, incluso cuando ello obliga a asignar a un grupo sustituyente un número mayor. Se dice que el doble enlace tiene *prioridad* en la numeración.

Estas reglas se aprenden más fácilmente por medio de ejemplos.

EJEMPLO 19.7 Nomenclatura de alquenos

Escribe el nombre del compuesto cuya estructura es

$$CH_3CH_2\underset{\displaystyle CH_3CH_2}{\underset{|}{C}}=CH_2$$

SOLUCIÓN La cadena continua más larga de la estructura contiene cinco átomos de carbono, pero la cadena continua más larga que *contiene el doble enlace* incluye sólo cuatro átomos de carbono. Esta cadena de cuatro carbonos funge como el compuesto padre, y se numera de derecha a izquierda a fin de asignar al doble enlace el número más pequeñop osible.

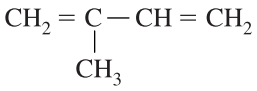
$$\overset{4}{C}H_3\overset{3}{C}H_2\overset{2}{\underset{\displaystyle CH_3CH_2}{\underset{|}{C}}}=\overset{1}{C}H_2$$

Hay un grupo etilo unido al átomo de carbono número 2. El nombre de este compuesto es 2-etil-1-buteno.

EJERCICIO 19.7

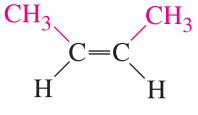
(a) Dibuja la estructura del 5-bromo-4-metil-2-hexeno.

(b) Nombra el compuesto cuya estructura es

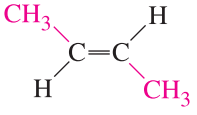


Isomería cis-trans

Los átomos y los grupos de átomos giran libremente en torno a los enlaces sencillos, como lo indican los modelos de los alcanos, pero no ocurre lo mismo en el caso de los dobles enlaces. Como lo indican los modelos representados en la figura 19.11, el segundo y tercer átomos de carbono del 2-buteno no pueden girar con libertad —uno con respecto al otro— en el doble enlace. (El doble enlace se simboliza en la figura mediante dos conexiones curvas entre átomos de carbono.) Por consiguiente, las dos disposiciones del 2-buteno que se muestran en la figura 19.11 representan en realidad dos compuestos *distintos*, con geometrías diferentes. Un compuesto no se puede convertir en el otro sin antes romper el doble enlace. Se aplica el prefijo cis- o trans- a cada nombre para distinguir los dos isómeros.



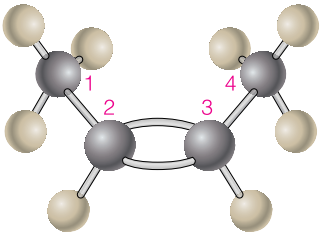
cis-2-buteno
p.f. = –139°C



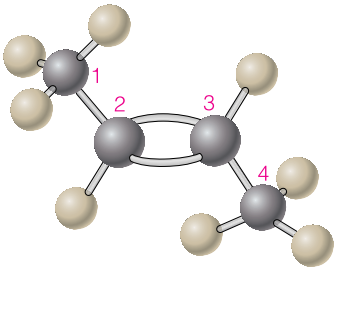
trans-2-buteno
p.f. = –106°C

El isómero **cis** es el que tiene los dos grupos idénticos del mismo lado (arriba o abajo) del doble enlace. En el isómero **trans**, los grupos idénticos están en lados opuestos del doble enlace. Los puntos de fusión, los puntos de ebullición y otras propiedades físicas de estos isómeros son diferentes, pues se trata de sustancias distintas.

La mera presencia de un doble enlace —con su rotación restringida—, no significa que siempre habrá isómeros cis y trans. Los isómeros de este tipo deben tener además dos grupos *diferentes* en cada uno de los átomos de carbono que participan en el doble enlace. Aunque el 2-buteno tiene isómeros cis y trans, no los tienen el 1-buteno, $CH_2=$



cis-2-buteno



trans-2-buteno

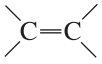
Figura 19.11 Modelos de esferas y palos y de semiesferas de los 2-butenos. En tanto que los átomos de carbono unidos por enlaces sencillos giran libremente en torno a estos enlaces, los átomos de carbono unidos por dobles enlaces están restringidos en su movimiento.

CH CH_2CH_3, ni el propeno, $CH_2{=}CHCH_3$, porque el carbono número 1 de estos compuestos contiene dos grupos idénticos: dos átomos de hidrógeno en ambos casos.

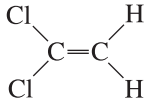
EJEMPLO 19.8 Isomería cis-trans

Dibuja las estructuras y escribe los nombres IUPAC de todos los compuestos de fórmula $C_2H_2Cl_2$.

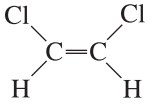
SOLUCIÓN Dado que hay dos átomos de carbono y un total de sólo cuatro sustituyentes (2 átomos de H y 2 de Cl), debe haber un doble enlace entre los átomos de carbono. Primero, dibuja el esqueleto de los carbonos unidos por un doble enlace.



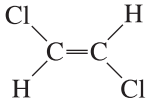
Ahora, coloca los 2 átomos de H y los dos de Cl en todas las disposiciones geométricas diferentes y nombra las estructuras. Hay tres isómeros distintos.



1,1-dicloroetano
A



cis-1,2-dicloroeteno
B



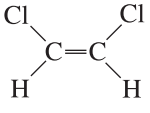
trans-1,2-dicloroeteno
C

Hay un solo isómero 1,1-dicloro-, pero dos isómeros 1,2-dicloro- (los compuestos B y C), que se distinguen con el prefijo cis o trans.

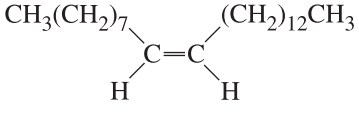
EJERCICIO 19.8

(a) Dibuja las estructuras del *cis*-2-penteno y del *trans*-2-penteno.

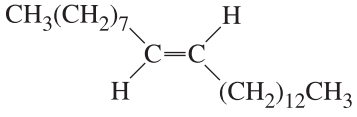
(b) Nombra el compuesto cuya estructura es



No obstante que la isomería cis y trans puede parecer en un principio de poca importancia práctica, no todo es como parece ser. Por ejemplo, la mosca doméstica hembra secreta *cis*-9-tricoseno para atraer al macho, el cual muestra poca o ninguna afinidad pore li sómerot rans.



cis-9-tricoseno



trans-9-tricoseno

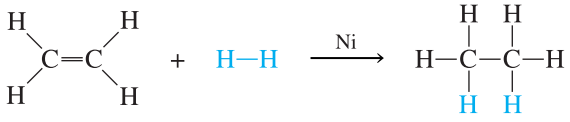
De hecho, en casi todos los sistemas biológicos la geometría de las moléculas tiene una importanciac apital.

Conexión con el mundo real

- **Aroma de zorrillo.** Uno de los olores más repugnantes que están presentes en el almizcle de zorrillo corresponde al *trans*-2-buten-1-tiol, que es en esencia una molécula de *trans*-2-buteno con un grupo –SH en el primer átomo de carbono.
- Hoy en día se considera que los sustitutos de mantequilla con dobles enlaces con isomería cis son mejores para la salud humana que los que tienen la isomería *trans*.

Reacciones químicas de los alquenos

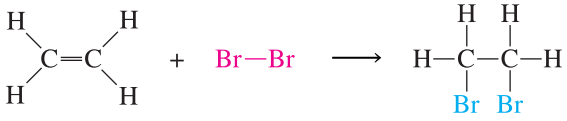
Al igual que los alcanos y que todos los demás hidrocarburos, los alquenos se queman, pero estos compuestos no se utilizan como combustible. Las reacciones características de los alquenos se clasifican como **reacciones de adición**. Durante una reacción de adición se rompe uno de los enlaces del doble enlace, lo cual permite que estos átomos de carbono formen enlaces con un átomo o grupo adicional. Por ejemplo, el eteno (etileno) sufre adición de hidrógeno en presencia de un catalizador de níquel, Ni, platino, Pt, o paladio,P d,p araf ormare tano.



Eteno (etileno) + Hidrógeno → Etano

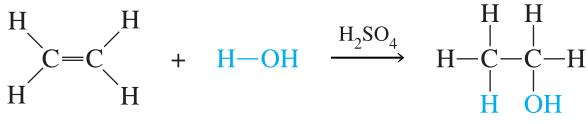
Los compuestos que contienen dobles enlaces carbono-carbono son **insaturados**; pueden incorporar hidrógeno y reaccionar con él en presencia de un catalizador adecuado para formar un alcano. Este proceso, conocido como **hidrogenación**, se emplea en escala industrial para transformar los aceites vegetales insaturados (líquidos) en las grasas saturadas con las que se elaboran mantecas vegetales semisólidas. La diferencia entre el aceite líquido y la grasa sólida se debe a una diferencia en el número de dobles enlaces presentes; los aceites insaturados tienen más dobles enlaces, y las grasas saturadas tienen menos. La hidrogenación también se emplea para producir margarina, cuyas propiedadess ea semejana l asd el am antequilla.

Los alquenos también sufren reacciones de adición con moléculas de halógeno. Cuando el bromo reacciona con un alqueno, se produce un cambio de color definido, lo que permite utilizar esta reacción como ensayo de insaturación. En términos específicos, cuando se mezcla un alqueno con un disolvente que contiene una pequeña cantidad de bromo, de color rojo oscuro, el color desaparece conforme el alqueno reacciona con elb romo.



Eteno + Bromo (rojo) → 1,2-dibromoetano (incoloro)

La reacción del agua con un alqueno para formar un alcohol es otro tipo importante de reacción de adición. Esta reacción, conocida como *hidratación catalizada por ácido*,r equiereu ná cidof uerte,c omoe lá cidos ulfúrico,H $_2SO_4$,c omoc atalizador.



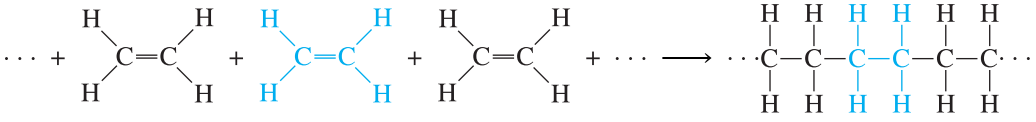
Eteno + Agua → Etanol

Se fabrican enormes cantidades de etanol (llamado comúnmente alcohol etílico), que se utiliza como disolvente industrial, a partir de etileno. De modo análogo, el alcohol isopropílico, que se emplea como alcohol para fricciones corporales, se prepara a partir de propeno.

Véanse los problemas 19.17-19.28.

Polimerización

Las reacciones más importantes de los alquenos son probablemente las que tienen que ver con la polimerización. Los **polímeros** (del griego *poly*, "muchas", y *meros*, "partes") son moléculas gigantes formadas a partir de muchas moléculas pequeñas. La polimerización del etileno para formar polietileno se representa como sigue.



Polietileno

Las líneas punteadas de la fórmula del producto indican que la estructura se extiende muchas unidades en ambos sentidos. Advierte que los dos átomos de carbono y los cuatro átomos de hidrógeno de cada molécula de monómero se incorporan a la estructura del polímero. En la figura 19.12 se muestran modelos del polietileno, pero cada uno representa sólo una pequeña parte de una molécula real. Las moléculas de polietileno reales tienen un número variable de átomos de carbono; el promedio es de 6000 átomos de carbono.

Mediante la sustitución de uno o más átomos de hidrógeno de la sencilla molécula del eteno por diversos grupos, se puede obtener una colección fantástica de polímeros "de adición" sintéticos. La tabla 19.7 es una lista de algunos de ellos. En esta tabla, la unidad polimérica que se repite se ha encerrado entre corchetes con enlaces que se extienden hacia ambos lados. El subíndice *n* indica que este fragmento de molécula se repiteu nn úmerom uyg randed ev ecese nl ae structurac ompletad elp olímero.

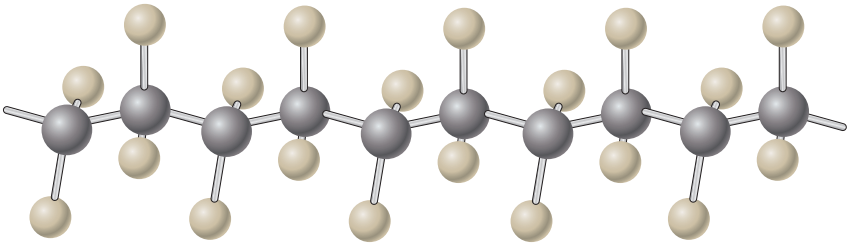
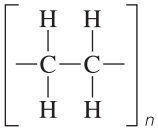
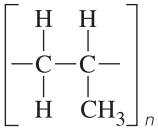
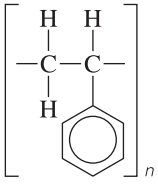
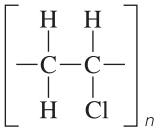
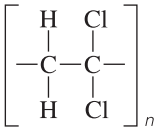
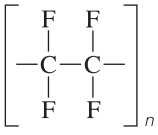
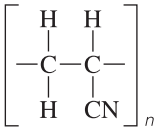
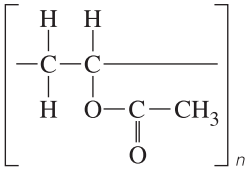
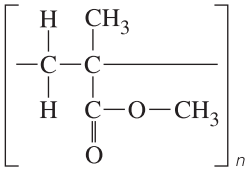


Figura 19.12 Modelos de esferas y palos y de semiesferas de un segmento de una molécula de polietileno.

Tabla 19.7 Ejemplos seleccionados de polímeros de adición

Monómero	Polímero	Nombre del polímero y símbolo de reciclamiento	Algunos usos
Etileno $H_2C{=}CH_2$		Polietileno Alta densidad Baja densidad 2 HDPE 4 LDPE	Bolsas de plástico, botellas, tubos, aisladores eléctricos, juguetes
Propileno $H_2C{=}CH{-}CH_3$		Polipropileno 5 PP	Alfombras para interiores y exteriores, botellas, tubería, cuerdas, juguetes, envoltura de plástico
Estireno $H_2C{=}CH{-}C_6H_5$		Poliestireno 6 PS	Aisladores de espuma plástica, vasos para bebidas calientes, materiales de empaque, empaquetado, recipientes para alimentos
Cloruro de vinilideno $H_2C{=}CH{-}Cl$		Poli(cloruro de vinilo), PVC 3 V	Envoltura de plástico, botellas, tubería de PVC, zapatos, mangueras para jardín, revestimiento exterior de casas, tarjetas de crédito
Cloruro de vinilideno $H_2C{=}CCl_2$		Poli(cloruro de vinilideno), Sarán	Envoltura de alimentos
Tetrafluoroetileno $F_2C{=}CF_2$		Politetrafluoroetileno, Teflón	Recubrimiento antiadherente para utensilios de cocina, tubos, válvulas, juntas
Acrilonitrilo $H_2C{=}CH{-}CN$		Poliacrilonitrilo, Orlón, Acrilán, Creslán, Dynel	Hilo, pelucas, fibras para ropa, alfombras
Acetato de vinilo $H_2C{=}CH{-}O{-}C(=O){-}CH_3$		Poli(acetato de vinilo), PVA	Adhesivos, recubrimientos textiles, resina para goma de mascar, pinturas de látex
Metacrilato de metilo $H_2C{=}C(CH_3){-}C(=O){-}O{-}CH_3$		Poli(metacrilato de metilo), Lucite, Plexiglás	Sustituto del vidrio, bolas de boliche, lentes de contacto, empastes dentales

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Dos polietilenos

Hay dos tipos de polietileno que son muy comunes. El polietileno de alta densidad (HDLP, por sus siglas en inglés) tiene moléculas lineales que se empaquetan de forma compacta y forman un plástico rígido con el que se fabrican jarras para la leche, mantequilleros, botellas de detergente y de champú, juguetes, etcétera.

El polietileno de baja densidad (LDPE, por sus siglas en inglés) tiene algunas cadenas ramificadas y forma un plástico menos rígido, con el que se elaboran láminas de plástico, bolsas para basura, frascos compresibles para mostaza y aspersiones nasales, y otros productos de consumo. El polietileno es el plástico de uso más extendido en el mundo, con una producción anual de alrededor de 40 000 millones de kg.

La leche, el jugo de naranja y ciertos detergentes líquidos se expenden en recipientes de polietileno de alta densidad (a) que se identifican por el símbolo de reciclamiento que lleva el número 2 y las letras HDPE. Con el polietileno de baja densidad se hacen láminas de plástico, bolsas para basura y bolsas para emparedados (b). El símbolo de reciclamiento tiene el número 4 y las letras LDPE.

Conexión con el mundo real
1 kg de tomates puede madurar exponiéndolo a tan sólo 0.1 mg de etileno durante 24 horas.

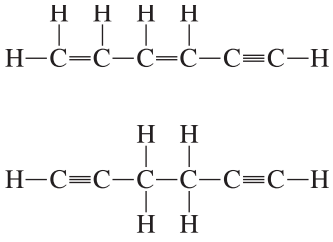
Figura 19.13 El color naranja de las zanahorias y las batatas se debe a la molécula de caroteno, que tiene varios dobles enlaces. Los animales transforman el caroteno en vitamina A, que es indispensable para el buen funcionamiento del sentido de la vista.

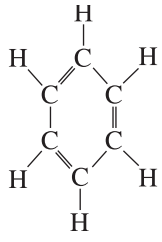
Presencia de los alquenos en la naturaleza

Los alquenos se encuentran ampliamente distribuidos en la naturaleza. Las frutas y verduras en proceso de maduración despiden etileno, que provoca una maduración adicional. Los proveedores de frutas introducen etileno por medios artificiales para acelerar el proceso de maduración. El aceite esencial de limón contiene 1-octeno, y en el hígado de los peces hay octadeceno, $C_{18}H_{36}$. El café contiene $H_2C{=}CH-CH{=}CH_2$. El licopeno y los carotenos son polienos isómeros, $C_{40}H_{56}$, que imparten coloraciones rojas, anaranjadas y amarillas a los tomates, zanahorias, sandías y otras verduras y frutas (Fig. 19.13). La vitamina A, indispensable para una buena vista, es un derivado del caroteno. La vitamina A se transforma en el cuerpo en *trans*-retineno, que absorbe la luz visible y se convierte en *cis*-retineno. A este proceso, que ocurre en la retina del ojo, se debe en parte el fenómeno de la visión. El mundo sería un lugar mucho más oscuro sin la química del osa lquenos.

19.6 Hidrocarburos aromáticos

El **benceno** y otros compuestos afines representan una familia más de hidrocarburos. El benceno es un líquido no polar que hierve a 80°C y flota en el agua. Este líquido parecido a la gasolina fue aislado por primera vez de un subproducto del aceite de ballena por Michael Faraday en 1825. La fórmula molecular del benceno es C_6H_6. Se pueden escribir muchas estructuras que corresponden a esta fórmula. Tres de estas estructuras sonl ass iguientes.

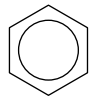




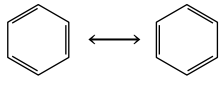
La sustancia real, el benceno, no tiene las propiedades que se esperaría de estas estructuras. Por ejemplo, si el benceno contuviera dobles o triples enlaces, sufriría reacciones de adición con facilidad, pero no es así.

Establecer una estructura apropiada que explicara las extrañas propiedades del benceno representó un gran reto para los químicos de la época. El químico alemán Friedrich August Kekulé propuso la estructura anular de seis miembros que aquí se muestra (arriba a la derecha). La estructura de Kekulé, con un anillo de átomos de carbono unidos por enlaces sencillos y dobles alternados, y con un átomo de hidrógeno unido a cada átomo de carbono, es la mejor representación propuesta en aquella época, y es atinada en ciertosa spectos.

El benceno tiene en efecto una estructura anular de seis miembros, y todos los átomos de hidrógeno son equivalentes, pero para que el benceno se comporte como lo hace no debe tener dobles enlaces ordinarios. En cambio, todos los enlaces carbono-carbono son equivalentes. A fin de poner de relieve esta naturaleza especial de los enlaces del anillo bencénico, se representa el benceno por medio de un hexágono con un círculo.



En este caso, una vez más, es preciso llegar a un arreglo. No se pueden contar cuatro enlaces covalentes unidos a cada átomo de carbono cuando se utiliza un círculo dentro de una estructura hexagonal. Muchos químicos emplean el símbolo de un círculo dentro de un hexágono y también, indistintamente, las estructuras de Kekulé simplificadas que aquí se muestran.



La flecha de doble punta (↔) entre las dos estructuras representa una *resonancia*. Esto significa que ninguna de las dos estructuras existe en realidad con enlaces dobles y sencillos alternados, sino que el benceno es un *híbrido de resonancia* de las dos estructuras; sus propiedades no son como las de un alqueno ni las de un alcano.

La producción anual de benceno en Estados Unidos es de alrededor de 7200 millones de kg. Se utiliza extensamente como disolvente y en la producción de compuestos afines. Se piensa que el benceno provoca leucemia en los trabajadores que se exponen a él por largo tiempo; por consiguiente, se ha restringido su uso.

Numerosos compuestos, tanto naturales como sintéticos, contienen uno o más anillos bencénicos, pero la naturaleza química de estos compuestos varía ampliamente; entre ellos se cuentan diversos explosivos, aminoácidos y medicamentos. Los compuestos que contienen uno o más anillos bencénicos se clasifican como compuestos **aromáticos**. La parte de una molécula grande que contiene el anillo recibe el nombre de **grupo**

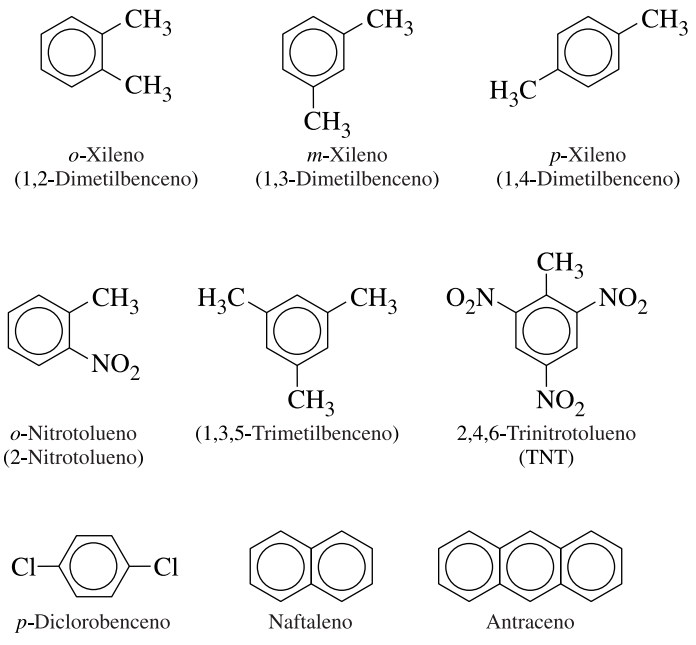
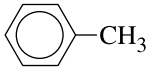


Figura 19.14 Algunos hidrocarburos aromáticos y sus derivados.

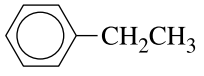
arilo (su símbolo es Ar). Los hidrocarburos que no contienen anillos bencénicos se clasificanc omoc ompuestos **alifáticos**.

Numerosos compuestos aromáticos se derivan del benceno por sustitución de uno o más de sus átomos de hidrógeno por diversos grupos. Por ejemplo, la sustitución de un átomo de hidrógeno por un grupo metilo produce metilbenceno, mejor conocido como tolueno. El **tolueno** (se muestra al margen) es un disolvente importante y materia prima para la síntesis de otros compuestos aromáticos (Fig. 19.14), por ejemplo, el explosivo conocidoc omo TNT,q uee su naa breviaturad e2 ,4,6-trinitrotolueno.

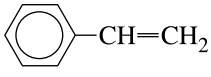


Tolueno

El producto de la sustitución de un átomo de hidrógeno del benceno por un grupo etilo es el etilbenceno. Este compuesto se convierte por medios químicos en estireno, que se polimeriza para fabricar poliestireno, una de cuyas formas comerciales es la conocidae spumad ep oliestireno.



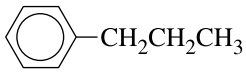
Etilbenceno



Estireno

EJEMPLO 19.9 Compuestos aromáticos

Escribe el nombre del compuesto cuya estructura molecular es

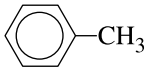


SOLUCIÓN Considera este compuesto como un grupo alquilo (un grupo propilo) unido al benceno. El compuesto es propilbenceno.

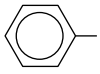
EJERCICIO 19.9

(a) Escribe el nombre del hidrocarburo aromático que tiene dos anillos bencénicos unidos lado con lado. Esta sustancia no polar, blanca y con aspecto de cera, se utiliza comúnmente en forma de bolas para combatir la polilla.

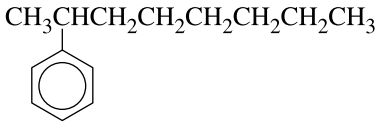
(b) Escribe el nombre del compuesto que se representa mediante la estructura



Cuando un anillo bencénico está unido a un grupo orgánico grande, es el anillo bencénico el que se nombra como grupo sustituyente. A este anillo se le llama **grupo fenilo**, y su símbolo es

 o C_6H_5-

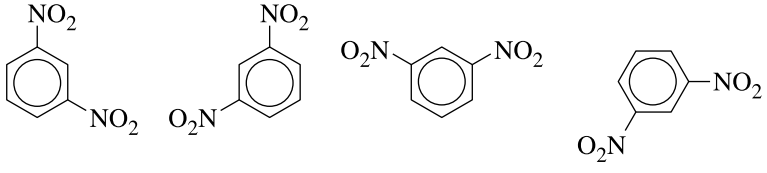
Así, por ejemplo,



el nombre del compuesto es 2-feniloctano.

Cuando hay dos sustituyentes unidos a un anillo bencénico, se debe indicar de algún modo sus posiciones relativas, para lo cual existen dos métodos. Uno de ellos es el método de la IUPAC de usar números. El otro método indica las posiciones relativas mediante los prefijos *orto-*, *meta-* y *para-*. El prefijo *orto-* se abrevia *o-*, e indica que los sustituyentes están en átomos de carbono adyacentes. Un compuesto orto- sustituido es un benceno 1,2-disustituido. El prefijo *meta-* o *m-* se aplica a los bencenos 1,3-disustituidos, y el prefijo *para-* o *p-*, a los bencenos 1,4-disustituidos. Las cuatro estructuras que siguen representan el mismo compuesto: 1,3-dinitrobenceno o *m*-dinitrobenceno. El grupo —NO_2 se llama grupo *nitro*.

Conexión con el aprendizaje
Las cuatro estructuras del 1,3-dinitrobenceno (*m*-dinitrobenceno) son equivalentes.



Véanse los problemas 19.29-19.36.

Cuando hay tres o más sustituyentes unidos a un anillo, se debe emplear el sistema de numeración para indicar las posiciones de estos grupos. En la figura 19.14 se muestran las estructuras y nombres de varios compuestos aromáticos.

19.7 Alcoholes

Un **alcohol** es un compuesto orgánico que contiene un grupo hidroxilo, —OH, unido de forma covalente a un grupo alquilo. Así, por ejemplo, un grupo metilo, CH_3—, unido a un grupo hidroxilo forma el alcohol CH_3OH, conocido como alcohol metílico. Éste es su nombre común; su nombre IUPAC es metanol. El grupo —OH, que está presente en todos los alcoholes, es lo que se conoce como el *grupo funcional*. Más adelante se describiráu nag ranv ariedadd ec ompuestosc ond iferentesg ruposf uncionales.

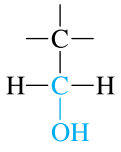
Para dar el nombre IUPAC de un alcohol, basta con agregar la letra "l" al final del nombre del alcano progenitor. Así, por ejemplo, CH_3OH es metanol, y CH_3CH_2OH es etanol. Existen dos isómeros del propanol: uno con el grupo —OH situado en el primer átomo de carbono (1-propanol), y el otro con el grupo —OH en el átomo de carbono número 2 (2-propanol). Probablemente se reconozca más fácilmente al isómero 2-propanol por su nombre común: alcohol isopropílico. En forma de solución al 70% se emplea como alcohol para fricciones corporales. Las estructuras de estos isómeros son las siguientes:

1-propanol

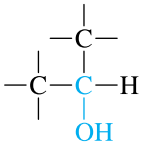
2-propanol
(alcohol isopropílico)

Hay cuatro alcoholes butílicos, los cuales se forman al unirse un grupo —OH a cada uno de los cuatro grupos butilo (consulta la tabla 19.5).

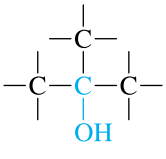
Todos los alcoholes pertenecen a una de tres clases, conocidas respectivamente como alcoholes **primarios** (1º), **secundarios** (2º) y **terciarios** (3º). Estas clases se basan en el número de átomos de carbono unidos al átomo de carbono que tiene el grupo hidroxilo.U na lcoholc onl ae structura



se clasifica como alcohol primario porque el grupo —OH está unido a un átomo de carbono primario, es decir, a un átomo de carbono unido a un solo grupo alquilo o arilo (y a dos átomos de hidrógeno). La estructura siguiente de un alcohol



es secundaria porque el grupo —OH está unido a un átomo de carbono secundario, es decir, a uno que está enlazado a otros dos grupos alquilo o arilo y a un átomo de hidrógeno. Por último, si el grupo hidroxilo está unido a un átomo de carbono enlazado a tres gruposa lquiloo a rilo,e la lcohole st erciario.



La figura 19.15 muestra que los cuatro alcoholes butílicos se clasifican cada uno como primario, secundario o terciario. Las diferencias de reactividad de los alcoholes están relacionadas con la estructura primaria, secundaria o terciaria de la posición de unión del grupo —OH.

El **metanol**, CH_3OH (alcohol metílico), que es el alcohol más sencillo, es un líquido que hierve a 34°C y es muy tóxico. La ingestión de tan sólo 30 mL puede producir ceguera permanente o incluso la muerte. Los bioquímicos emplean la abreviatura $\mathbf{LD_{50}}$ para indicar la dosis, en gramos por kilogramo de peso corporal, que sería letal para el 50% de una población de animales de ensayo. En la tabla 19.8 se indica la toxicidad de algunos alcoholes.

El metanol se conoce también como alcohol de madera porque se puede preparar calentando madera en ausencia de aire hasta que la madera se degrada. El vapor que se desprende durante la reacción contiene metanol —además de otras sustancias—, el cual se recoge a medida que se forma. Este proceso se denomina **destilación destructiva**

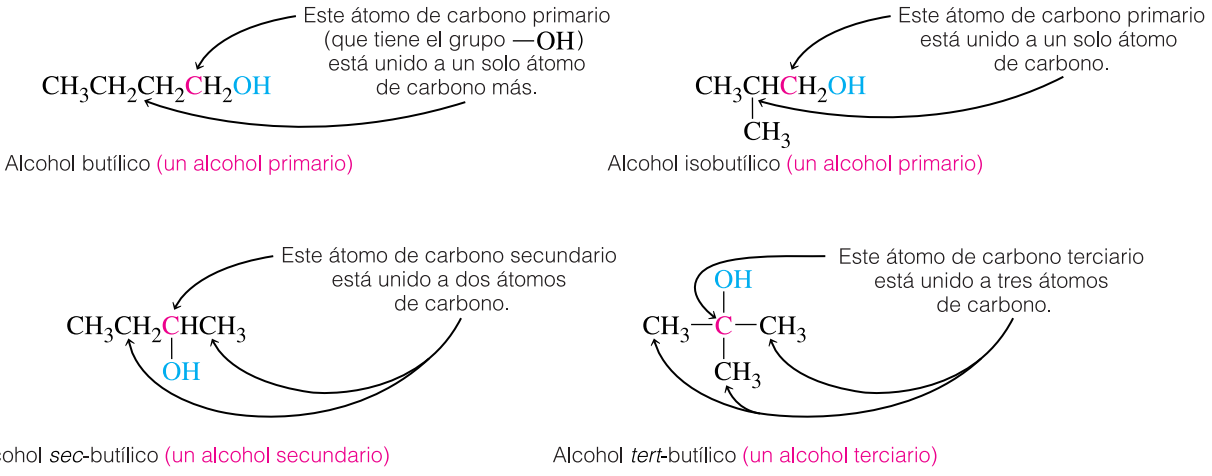


Figura 19.15 Los cuatro alcoholes butílicos y su clasificación como primarios, secundarios y terciarios.

(Fig. 19.16). Para la producción de metanol en escala comercial se utiliza una reacción delm onóxidod ec arbonoc onh idrógeno.

$$CO + 2\,H_2 \longrightarrow CH_3OH$$

Lar eacciónc atalizadas el levaa c aboa t emperaturay p resióne levadas.

Cada año se producen en Estados Unidos aproximadamente 5000 millones de kg de metanol, el cual se utiliza como disolvente, como combustible y como materia primap ara laf abricaciónd ea ditivosp arac ombustibles,a dhesivos, fibrasy p lásticos.

Conexión con el mundo real
Los autos de carreras de las 500 Millas de Indianápolis queman metanol.

El **etanol**, CH_3CH_2OH, con un punto de ebullición de 78°C, es el segundo miembro de la serie homóloga de los alcoholes. Es quizá mejor conocido por sus otros nombres: alcohol etílico y alcohol de grano. Para la confección de bebidas se utiliza alcohol producido por fermentación de granos. Al igual que el metanol y que otros alcoholes de masa molar pequeña, el etanol es tóxico. La ingestión rápida de medio litro (500 mL) de etanol puro es mortal para casi cualquier persona. Encontrarás más detalles al respecto ene lr ecuadros obree la lcohole tílico.

Además de su uso como bebida, cada año se producen en Estados Unidos alrededor de 250 000 kg de etanol por medios sintéticos. El producto se utiliza como disolvente y como materia prima para muchos otros productos químicos. La mayor parte del etanol que se produce industrialmente se prepara por medio de la reacción del etileno con agua catalizadap oru ná cido.

Tabla 19.8 Dosis letales orales (en ratas) de algunos alcoholes

Alcohol	Estructura	Punto de ebullición (°C)	LD_{50} (g/kg de peso corporal)	Usos
Metanol	CH_3OH	64	*	Disolvente, aditivo para combustibles
Etanol	CH_3CH_2OH	78	7.06	Disolvente, bebidas
1-Propanol	$CH_3CH_2CH_2OH$	97	1.87	Disolvente
2-Propanol	$CH_3CHOHCH_3$	82	5.8	Disolvente, fricciones corporales
1-Butanol	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	118	4.36	Disolvente
1-Hexanol	$CH_3(CH_2)_4CH_2OH$	156	4.59	Disolvente, plastificante
Etilenglicol	$HOCH_2CH_2OH$	198	8.54	Anticongelante
Glicerol	$HOCH_2CHOHCH_2OH$	290 (se descompone)	> 25	Humectante

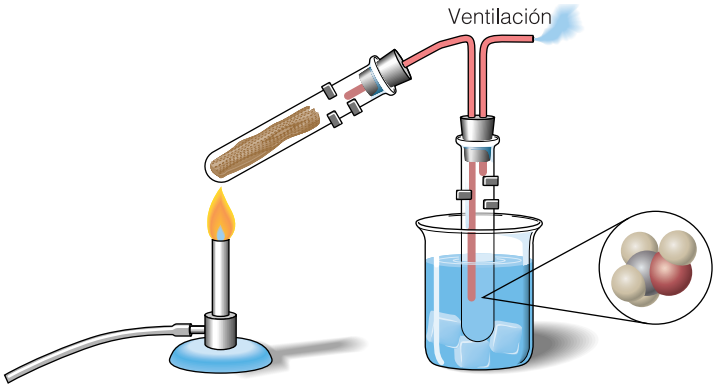


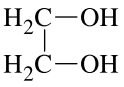
Figura 19.16 Aparato para la destilación destructiva de madera. La madera se calienta en un tubo cerrado, y el alcohol se condensa en el segundo tubo por efecto del agua fría del vaso. Los gases que se forman durante el proceso se pueden quemar conforme salen por el tubo de ventilación.

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3CH_2OH$$

El etanol sintético tiene exactamente las mismas propiedades que el etanol elaborado por fermentación. El etanol sintético es más económico en general y, a diferencia de las bebidas alcohólicas, no está gravado con un impuesto especial. A fin de impedir el consumo de alcohol sintético como bebida, se le agregan sustancias tóxicas o nocivas, como gasolina o metanol, por ejemplo. El **alcohol desnaturalizado** así obtenido no es apropiado para beberse.

Alcoholes polihidroxilados

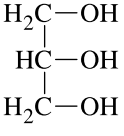
Los alcoholes descritos hasta este punto contienen cada uno un solo grupo hidroxilo por molécula. Los alcoholes que contienen más de un grupo —OH se denominan **alcoholes polihidroxilados**. Un alcohol con dos grupos —OH es un **diol**. El diol más común es el 1,2-etanodiol, conocido en general como etilenglicol. Su estructura es la siguiente:



Con una producción anual de más de 1000 millones de kg, el etilenglicol se cuenta entre las 30 sustancias químicas de mayor producción en Estados Unidos. Este líquido viscoso que se fabrica a partir de etileno es el ingrediente ordinario del anticongelante, y se usa extensamente en la manufactura de fibras y películas de poliéster (Fig. 19.17). Los puentes de hidrógeno que se forman entre los grupos —OH de diferentes moléculas son la causa de que esta sustancia tenga un punto de ebullición relativamente alto, de 197°C, en comparación con otras sustancias de masa molar semejante.

Figura 19.17 El etilenglicol es el ingrediente principal de las soluciones anticongelantes permanentes.

El glicerol, también conocido como glicerina, es un importante **triol** cuya estructurae s



El glicerol es un subproducto de la fabricación de jabón que se utiliza como agente humectante en lociones para las manos y cosméticos, y es también una importante sustancia bioquímica. Las moléculas de las grasas (lípidos) típicas son derivados del glicerol; es decir, contienen diversos grupos unidos al glicerol. Los médicos efectúan rutinariamente pruebas en muestras de sangre para determinar el nivel de triglicéridos, los cuales incluyen grasas sencillas y otras moléculas con tres grupos unidos a una estructura de glicerol.

Conexión con el aprendizaje
Los triglicéridos y otros lípidos se estudian con más detenimiento en la sección 20.2.

Existen muchos alcoholes; aquí se han presentado sólo algunos. Todos los alcoholes se caracterizan por la presencia de un grupo hidroxilo (—OH), al cual se deben casi

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Alcohol etílico: la bebida

El etanol, CH_3CH_2OH, es el alcohol con el que se elaboran bebidas y que se produce por fermentación de granos o de otros materiales que contienen azúcar o almidón. Una enzima cataliza la hidrólisis del almidón que produce unidades individuales de azúcar. La reacción de fermentación de la glucosa, un azúcar de seis átomos de carbono, es la siguiente:

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{levadura}} 2\ CH_3CH_2OH + 2\ CO_2$$

La fermentación del azúcar presente en las uvas produce vino. La cerveza se elabora a partir de cebada malteada y de otros cereales que contienen harina y que se fermentan después de darles sabor con lúpulo. El whisky se obtiene por destilación de maíz, cebada o trigo fermentado. El vodka se prepara destilando alcohol de pasta de patatas. El ron se obtiene de la destilación de melaza fermentada de caña de azúcar. La bebida japonesa conocida como sake se prepara a partir de arroz. El tequila se elabora con el agave azul de una región específica de México. En todos los casos, el proceso de fermentación produce etanol. Pocas bebidas alcohólicas tienen más de 45% de etanol, o 45°.

En los países de habla inglesa se utiliza una graduación de bebidas alcohólicas llamada **proof** (prueba), que equivale a dos veces el porcentaje de alcohol en volumen. El término tiene su origen en un método inglés del siglo XVII para probar el contenido de alcohol del whisky. El ensayo del whisky consistía en verter un poco de él sobre pólvora y encender ésta. Si la pólvora ardía después de haberse quemado el alcohol, ello se consideraba como una "prueba" de que el whisky no contenía demasiada agua.

El etanol es la sustancia química clave presente en la cerveza, el vino, el tequila, las bebidas mezcladas y todas las demás bebidas alcohólicas.

Correlación entre los tragos consumidos, el nivel de alcohol en la sangre y el comportamiento de un bebedor moderado de 70 kg de peso

Número de "copas" ingeridas	Nivel de alcohol en la sangre (% en volumen)	Comportamiento†
2	0.05	Efecto sedante suave: tranquilidad
4	0.10	Falta de coordinación
6	0.15	Embriaguez evidente
10	0.30	Inconciencia
20	0.50	Posible muerte

*Una *copa* es una "medida" de 30 mL de whisky de 45°, una botella de cerveza de 360 mL o una copa de vino de 150 mL.

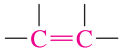
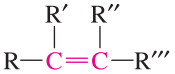
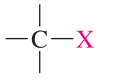
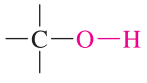
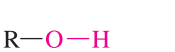
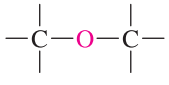
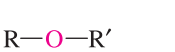
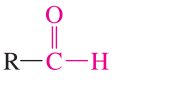
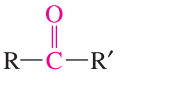
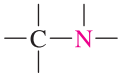
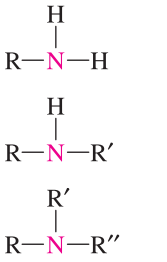
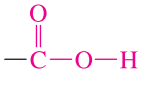
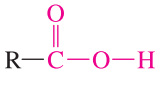
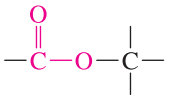
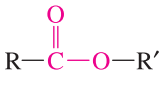
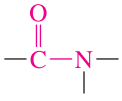
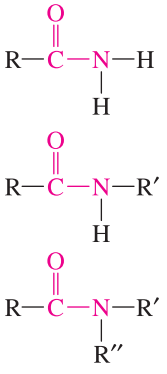
†Un bebedor inexperto experimentará efectos más intensos, o más rápidos, que una persona habituada a beber con moderación. Por el contrario, para un bebedor fuerte experimentado los efectos serían menores.

Más de dos terceras partes de la población adulta de Estados Unidos consume bebidas alcohólicas al menos de forma ocasional. No obstante que la mayoría lo hace de modo responsable, es común el uso inadecuado (y el abuso). Hay aproximadamente 10 millones de alcohólicos en Estados Unidos que son incapaces de conservar un empleo regular o de mantener relaciones familiares estables. Por añadidura, en más de la mitad de los accidentes automovilísticos mortales participa al menos un conductore brio.

Por lo general, el alcohol actúa como un depresor moderado que retarda la actividad tanto física como mental. En gran cantidad produce inconciencia e incluso la muerte. En la tabla se indican los efectos característicos de diversos niveles de alcohol en la sangre, pero los efectos específicos varían para cada persona, según su peso corporal, la cantidad de alimento presente en su estómago, su experiencia como bebedor y otros factores.

Los impuestos sobre bebidas alcohólicas representan alrededor de 6000 millones de dólares al año en Estados Unidos. Se estima que de 100 000 a 200 000 fallecimientos son atribuibles al alcohol cada año. El costo total para la sociedad, en términos de tratamiento médico, accidentes, horas de trabajo perdidas y otros factores, se estima en más de 120 000 millones de dólares al año.

Tabla 19.9 Algunos grupos funcionales orgánicos

Nombre de la clase	Grupo funcional	Fórmula general de la clase
Alcano	Ninguno	R—H
Alqueno		
Alquino		
Halogenuro de alquilo		
Alcohol		
Éter		
Aldehído		
Cetona		
Amina		
Ácido carboxílico		
Éster		
Amida		

todas las reacciones características de los alcoholes. El grupo —OH es el **grupo funcional** de todos los alcoholes. La fórmula general de un alcohol se representa como R—OH, donde R es el símbolo del grupo alquilo. Los compuestos orgánicos y sus reacciones características representativas se clasifican en función de los grupos funcionales específicos que contienen. La tabla 19.9 presenta una lista de los grupos funcionales orgánicos más importantes.

EJEMPLO 19.10 Alcoholes

Escribe un nombre de cada una de las estructuras siguientes e indica cuáles son isómeros estructurales.

(a) CH_3CHCH_3 (OH)

(b) CH_3CHCH_2OH (CH_3)

(c) $CH_3CH_2CHCH_3$ (OH)

(d) $CH_3CH_2CHCH_2CH_3$ (OH)

SOLUCIÓN

(a) alcohol isopropílico o 2-propanol

(b) alcohol isobutílico o 2-metilpropanol

(c) alcohol *sec*-butílico o 2-butanol

(d) 3-pentanol

Véanse los problemas 19.37-19.48.

Las estructuras **(b)** y **(c)** son isómeros estructurales; ambas con alcoholes de cuatro átomos de carbono.

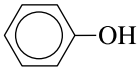
EJERCICIO 19.10

(a) Dibuja las estructuras del alcohol *tert*-butílico y del 2-metil-2-butanol. ¿Qué tienen enc omúne stosd osa lcoholes?

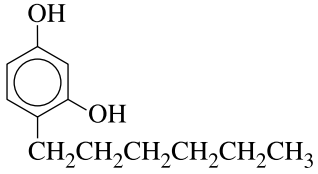
(b) ¿Qué tienen en común el etilenglicol y el glicerol?

19.8 Fenoles

Los compuestos que tienen un grupo hidroxilo unido a un anillo bencénico se llaman **fenoles**. La fórmula general de un compuesto fenólico es Ar—OH, donde Ar representa un anillo bencénico u otro grupo aromático (bencénico sustituido). El compuesto padre, C_6H_5OH, se llama simplemente fenol.



Fenol



4-hexilresorcinol

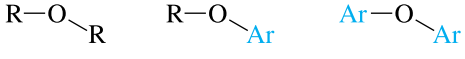
Véanse los problemas 19.49 y 19.50.

Los fenoles han encontrado amplio uso como antisépticos (sustancias que matan microorganismos en tejidos vivos) y desinfectantes (sustancias destinadas a matar microorganismos en muebles, pisos y en el hogar en general).

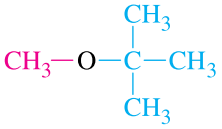
El fenol —en otro tiempo conocido como ácido carbólico— fue el primer antiséptico de uso extendido. Joseph Lister lo utilizó en 1867 para la primera cirugía antiséptica. El fenol se ha empleado como ingrediente de diversas pomadas y unguentos. Por desgracia, el fenol no mata sólo los organismos indeseables, sino todo tipo de células. Si se aplica sobre la piel puede provocar quemaduras graves. Ha sido sustituido casi totalmente por antisépticos fenólicos menos peligrosos como el 4-hexilresorcinol, que se utilizae nc iertose njuaguesb ucales.

19.9 Éteres

Se puede considerar a los alcoholes y fenoles como derivados del agua en los que uno de los átomos de hidrógeno ha sido sustituido por un grupo alquilo (—R) o arilo (—Ar). Podemos pensar en los **éteres** como compuestos en los que ambos átomos de hidrógeno del agua han sido sustituidos por grupos alquilo o arilo. Sus fórmulas estructurales generales son las siguientes:



Los éteres sencillos tienen nombres sencillos. Basta con nombrar los grupos unidos al oxígeno después de la palabra *éter* y luego añadir la terminación -ico. Por ejemplo, el éter metil *tert*-butílico (que se suele abreviar MTBE, por sus siglas en inglés) se ha convertido en un controvertido mejorador del índice de octano de la gasolina. Su fórmula estructurale s



El éter dietílico, $CH_3CH_2—O—CH_2CH_3$, se usó extensamente como anestésico en el pasado; su uso principal hoy en día es como disolvente. El éter dietílico disuelve muchas sustancias orgánicas, como grasas y aceites, por ejemplo; además, hierve a 36°C, por lo que es fácil evaporarlo para recuperar la sustancia disuelta. Con frecuencia se le llama simplemente "éter", y es muy inflamable. Se emplea en las latas de aerosol para arranque rápido de automóviles (Fig. 19.18). Siempre que se utilice esta sustancia, se debe tener mucho cuidado de evitar la presencia de chispas o flamas.

En el sistema de la IUPAC, los éteres se nombran como derivados alcoxilados de los alcanos. Primero, selecciona el nombre de la cadena de carbonos más larga unida al oxígeno, y asígnale el nombre del alcano. El grupo alcoxi restante (el grupo RO—) se nombra como grupo funcional unido al alcano. Así, por ejemplo, el nombre del éter $CH_3—O—CH_2CH_2CH_3$ esm etoxipropano.

Figura 19.18 El éter dietílico, antes usado extensamente como anestésico, se emplea ahora en la industria automotriz y como solvente de grasas, aceites y otras sustancias orgánicas.

EJEMPLO 19.11 Éteres

Escribe el nombre IUPAC y la fórmula estructural del éter etil metílico.

SOLUCIÓN Este compuesto tiene un grupo etilo y un grupo metilo unidos al oxígeno. Su nombre IUPAC es metoxietano. Su fórmula estructural es

$$CH_3CH_2—O—CH_3$$

EJERCICIO 19.11

(a) Escribe el nombre del alcohol que es un isómero estructural del metoximetano (éter dimetílico).

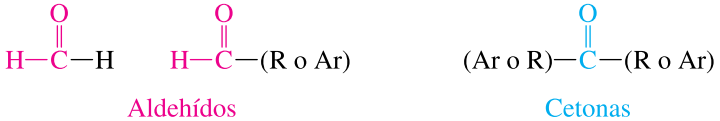
(b) Dibuja la estructura del etoxietano y cita su nombre común.

Véanse losp roblemas 19.51 y 19.54.

19.10 Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y las cetonas son dos familias afines de compuestos orgánicos. Tanto los aldehídos como las cetonas se caracterizan por la presencia de un **grupo carbonilo**, es decir, de un átomo de carbono unido por un doble enlace a un oxígeno y por enlaces sencillos a átomos de hidrógeno o grupos alquilo (o arilo).

Los **aldehídos** tienen al menos un átomo de hidrógeno unido al grupo carbonilo. En las **cetonas**, el grupo carbonilo está unido sólo a grupos alquilo (R—) o grupos arilo (Ar—).



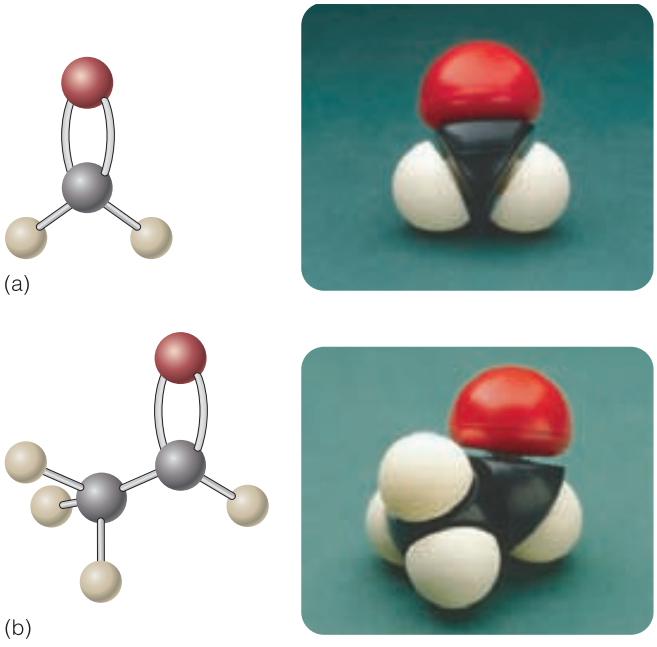
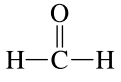


Figura 19.19 Modelos de esferas y palos y de llenado de espacios de (a) formaldehído y (b) acetaldehído.

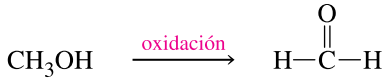
El aldehído más sencillo y de uso más extendido es el formaldehído (Fig. 19.19a).



Es un gas a temperatura ambiente y se disuelve con facilidad en agua. En forma de una solución al 40% conocida como *formalina* o formol, se utiliza como líquido para embalsamar y, en ocasiones, como conservador de especímenes biológicos, pero esta sustancia es tóxica. El formaldehído se utiliza extensamente en la fabricación de adhesivos y plásticos. Se prepara por oxidación de metanol, y se encuentra entre los 25 productos químicos de mayor producción anual en Estados Unidos. Esta reacción es básicamente la misma que se lleva a cabo en el cuerpo humano cuando se ingiere metanol.

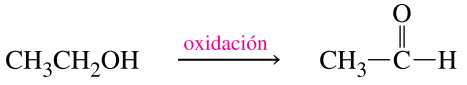
Conexión con el mundo real
Se desprende formaldehído gaseoso de diversos productos nuevos como muebles, alfombras y revestimientos de muros. Esta sustancia es irritante para el sistema respiratorio y los ojos.

Las ecuaciones que aquí se muestran no están balanceadas. Sólo se indican los reactivos y productos principales.



El siguiente miembro de la serie homóloga de los aldehídos es el acetaldehído, CH_3CHO (Fig. 19.19b). En forma lineal, el grupo aldehído se escribe como CHO. Por tanto, se puede escribir la fórmula del acetaldehído como CH_3CHO. El acetaldehído se obtienep oro xidaciónd ee tanol.

Conexión con el mundo real
El etanol se oxida a acetaldehído en el cuerpo humano. El efecto conocido como resaca (cruda), que se experimenta cuando se ha bebido en demasía, se debe en parte a una acumulación de acetaldehído.



Advierteq uel ao xidaciónd eu na lcohol primariop roduceu na ldehído.

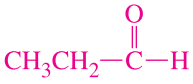
Para escribir el nombre IUPAC de un aldehído, elimina la *-o* final del alcano padre (la cadena de carbono más larga que contiene el grupo carbonilo) y agrega la termina-

ción *-al*. Así, por ejemplo, el nombre del formaldehído es metanal, el del acetaldehído —cond osá tomosd ec arbono—e se tanal,y a sís ucesivamente.

EJEMPLO 19.12 Aldehídos

Escribe la estructura y el nombre IUPAC del homólogo que sigue del etanal en la serie homóloga de los aldehídos.

SOLUCIÓN Este homólogo tiene una unidad CH_2 más. Su nombre es propanal.

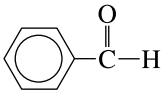


EJERCICIO 19.12

(a) Escribe el nombre de la sustancia química que se puede oxidar a propanal.

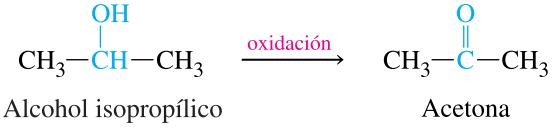
(b) ¿Qué grupo funcional está presente en todos los aldehídos y cetonas?

El benzaldehído es un aldehído aromático; tiene un grupo aldehído unido a un anillo bencénico.



También conocido como aceite esencial (sintético) de almendra, el benzaldehído se emplea como ingrediente de saborizantes y fragancias.

La cetona más sencilla es la *acetona* (Fig. 19.20), la cual se prepara por oxidación de alcohol isopropílico, un alcohol secundario.



Alcohol isopropílico — Acetona

Conexión médica
Existen ensayos que indican los niveles sanguíneos de cetonas y cuerpos cetónicos (moléculas que se pueden transformar en cetonas). Un nivel anormalmente alto de cuerpos cetónicos recibe el nombre de *cetosis*.

Advierte que la oxidación de un alcohol secundario produce una cetona.

La acetona es un disolvente común de materiales orgánicos como grasas, barnices y ciertos materiales de caucho. Es el ingrediente activo del removedor de esmalte de uñas.

El nombre de la acetona es único; no corresponde al primero de una serie de nombres comunes de cetonas. En general, se asignan a las cetonas nombres comunes que consisten en los nombres de los grupos unidos al grupo carbonilo, en orden alfabético,

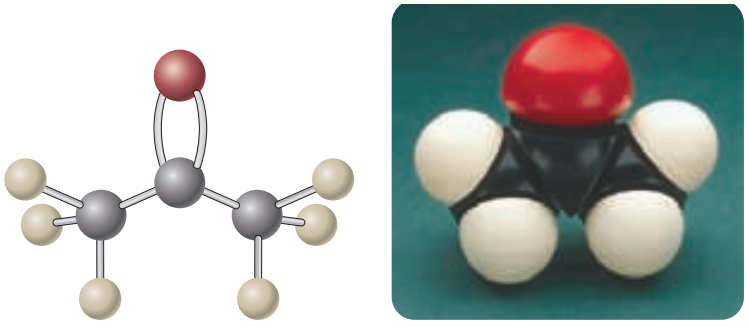
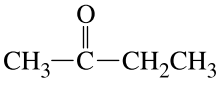
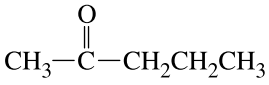


Figura 19.20 Modelos de esferas y palos y de semiesferas de la acetona.

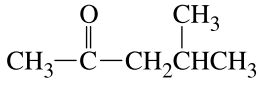
seguidos de la palabra cetona. (Advierte la semejanza con la nomenclatura de los éteres.) En el sistema de la IUPAC, se elige como cadena padre la cadena continua más larga que contiene el grupo carbonilo y se agrega la terminación *-na* al nombre del alcano correspondiente. Conforme a las reglas de la IUPAC, el nombre de la acetona es propanona, y la etil metil cetona es butanona. En las cetonas más grandes, un número colocado antes del nombre indica la posición del grupo carbonilo. Este número se determina contando los átomos de carbono a partir del extremo de la cadena padre más próximo al grupo carbonilo. En el caso de las cetonas que siguen, el nombre IUPAC aparece impresoe ncimad eln ombrec omún.



Butanona
(etil metil cetona)



2-pentanona
(metil propil cetona)

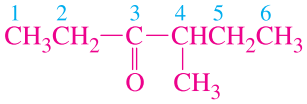


4-metil-2-pentanona
(isobutil metil cetona)

EJEMPLO 19.13 **Cetonas**

Escribe la fórmula estructural de la 4-metil-3-hexanona.

SOLUCIÓN La cadena más larga tiene seis átomos de carbono con grupo carbonilo en el tercer carbono y un grupo metilo en el cuarto carbono.

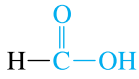


EJERCICIO 19.13

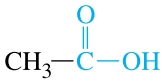
(a) Escribe el nombre común de la cetona del ejemplo 19.13.

(b) ¿Qué tipo de compuestos producen cetonas por oxidación?

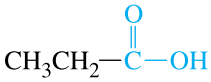
Véanse los problemas 19.55-19.64.



Ácido metanoico
(ácido fórmico)



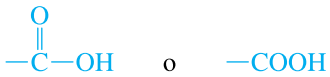
Ácido etanoico
(ácido acético)



Ácido propanoico
(ácido propiónico)

19.11 Ácidos carboxílicos y ésteres

Los ácidos fuertes más conocidos (Cap. 16), como los ácidos sulfúrico, clorhídrico y nítrico, se derivan de materiales inorgánicos. Muchos de los ácidos débiles contienen carbono, y son los ácidos orgánicos. El grupo funcional de los ácidos orgánicos es el **grupo carboxilo**.



Los ácidos que contienen este grupo se llaman **ácidos carboxílicos**, y se representan mediante la fórmula general RCOOH. La tabla 19.10 presenta una lista de varios ácidos carboxílicos. Advierteq ues usn ombress ea justana l af ormag eneralá cido- ico.

El ácido carboxílico más sencillo es el ácido fórmico, el cual se obtuvo por primera vez por destilación destructiva de hormigas (en latín *formica* es "hormiga"). La mordedura de una hormiga duele porque este insecto inyecta ácido fórmico al morder. Los aguijones de las avispas y de las abejas también contienen ácido fórmico, además de otrosm aterialest óxicos.

Una forma de preparar ácido acético es por fermentación aerobia (en presencia de oxígeno) de una mezcla de sidra de manzana y miel. El resultado es una solución de vinagre que contiene de 4 a 10% de ácido acético, aproximadamente, así como algunos otros compuestos que imparten al vinagre su sabor. El ácido acético es uno de los ácidos débiles más conocidos que se utilizan en los laboratorios de química tanto escolares comoi ndustriales(Fig.1 9.21).

El tercer miembro de la serie homóloga de los ácidos carboxílicos es el ácido propiónico, que no se encuentra con frecuencia en la vida diaria. El cuarto miembro es mucho

Figura 19.21 El vinagre ordinario es una solución de ácido acético al 5%.

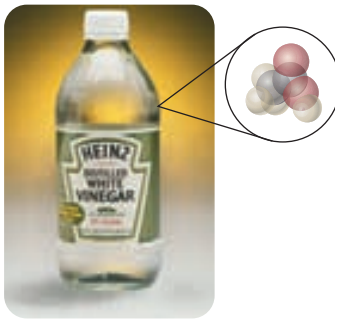
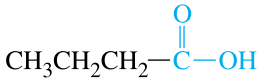


Tabla 19.10 Algunos ácidos carboxílicos comunes

Fórmula condensada	Nombre IUPAC	Nombre común	Origen del nombre común
HCOOH	Ácido metanoico	Ácido fórmico	Del latín *formica*, "hormiga"
CH_3COOH	Ácido etanoico	Ácido acético	Del latín *acetum*, "vinagre"
CH_3CH_2COOH	Ácido propanoico	Ácido propiónico	Del griego *protos*, "primero" + *pion*, "grasa"
$CH_3CH_2CH_2COOH$	Ácido butanoico	Ácido butírico	Del latín *butyrum*, "mantequilla"
$CH_3(CH_2)_3COOH$	Ácido pentanoico	Ácido valérico	Del latín *valere*, "poderoso"
$CH_3(CH_2)_4COOH$	Ácido hexanoico	Ácido caproico	Del latín *caper*, "cabra"
$CH_3(CH_2)_6COOH$	Ácido octanoico	Ácido caprílico	
$CH_3(CH_2)_8COOH$	Ácido decanoico	Ácido cáprico	
$CH_3(CH_2)_{10}COOH$	Ácido dodecanoico	Ácido láurico	Árbol de laurel
$CH_3(CH_2)_{12}COOH$	Ácido tetradecanoico	Ácido mirístico	*Myristica fragans* (nuez moscada)
$CH_3(CH_2)_{14}COOH$	Ácido hexadecanoico	Ácido palmítico	Palmera
$CH_3(CH_2)_{16}COOH$	Ácido octadecanoico	Ácido esteárico	Del griego *stear*, "sebo"

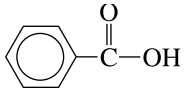
más conocido, al menos por su olor. Si alguna vez has olido mantequilla o suero de leche rancio, ya conoces el olor del ácido butírico. Es una de las sustancias de olor más desagradable que se pueda imaginar. Los quesos fuertes contienen pequeñas cantidades de ácido butírico, que también se puede aislar de la grasa de leche, y es uno de los ingredientes del olor corporal; cantidades pequeñísimas de ésta y otras sustancias químicas permiten a los sabuesos seguir el rastro de los fugitivos. Ciertos cosméticos contienen alfa-hidroxiácidos; estos compuestos tienen un grupo —OH en el átomo de carbono vecinoa lg rupoc arboxilo.



Ácido butanoico
(ácido butírico)

Conexión con el mundo real
Los *alfa*-hidroxiácidos que se emplean en los cosméticos imparten a la piel una apariencia más juvenil eliminando las células muertas que opacan su superficie. Uno de estos compuestos es el ácido glicólico, que es el ácido hidroxiacético.

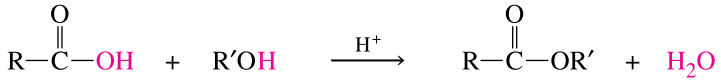
El ácido que tiene un grupo carboxilo unido directamente a un anillo bencénico es el ácido benzoico.



Al igual que los ácidos inorgánicos, los ácidos carboxílicos forman sales. El propionato de calcio, el benzoato de sodio y otras sales de carboxilatos se emplean extensamente como aditivos de alimentos para impedir el crecimiento de mohos. Los ácidos carboxílicos y otros compuestos afines son muy comunes en la naturaleza, y muchos de losh omólogosd em ayort amaños eo btienend el asg rasas.

Ésteres

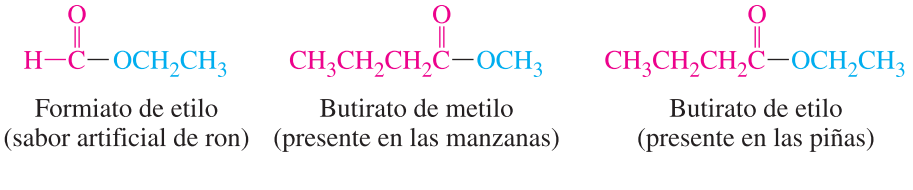
Los ésteres son el producto de las reacciones entre ácidos carboxílicos y alcoholes. En la reacción general catalizada por ácido se forma una molécula de agua por cada molécula deá cidoy d ea lcoholq uer eaccionan.



Un ácido Un alcohol Un éster

Aunque ciertos ácidos carboxílicos son de olor desagradable, en general los ésteres tienen olores agradables, y a ellos se deben en muchos casos las fragancias características de las frutas y las flores. Por ejemplo, el ácido butírico, de olor repugnante, reacciona con etanol y forma butirato de etilo, un éster que está presente en las piñas y se emplea comoi ngrediented es aborizantesa rtificiales.

Figura 19.22 El sabor y el aroma de la fruta y del caramelo con sabor a frutas (como el que aquí se muestra) se deben a una mezcla de ésteres.



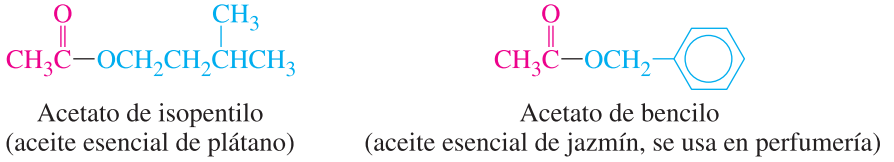
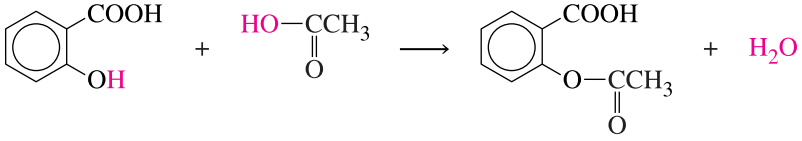


Figura 19.23 Algunos ésteres de interés.

Una vez que se ha analizado químicamente una fruta o flor, los especialistas en sabores pueden intentar reproducir el olor o sabor natural. Los sabores artificiales de frutas suelen ser mezclas de ésteres (Fig. 19.22). Los ésteres también se emplean como disolventes de numerosas sustancias orgánicas. En la figura 19.23 se muestran varios ésteres. El nombre de un éster consiste en el nombre del ácido, con el sufijo *-ato* en lugar de *-ico*, seguido de la conjunción de y del nombre del grupo alquilo del alcohol.

La *aspirina*, que es ácido acetilsalicílico, es un éster producto de la reacción del grupo— OHd elá cidos alicílico cone lg rupoc arboxílicod elá cidoa cético.

Conexión con el mundo real
En todo el mundo se consumen cada año alrededor de 50 000 millones de tabletas de aspirina para aliviar el dolor de cabeza, prevenir ataques cardiacos y de apoplejía, y otros fines.

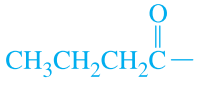


El plástico de las botellas ordinarias para bebidas gaseosas, conocido como PETE, por las siglas en inglés de poli(etlien terefatalato), se prepara uniendo alternadamente etilenglicol con ácido tereftálico siguiendo un orden del tipo ABABAB para formar un poliéster. Es común el uso del Dacrón y muchas otras fibras de poliéster para confeccionar prendas de vestir.

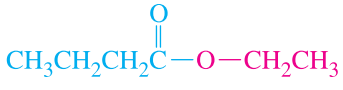
EJEMPLO 19.14 Ácido carboxílicos y ésteres

Dibuja la estructura del butirato de etilo. (Su nombre IUPAC es butanoato de etilo, derivado del nombre IUPAC del ácido carboxílico.) Es un éster que está presente en el sabor de piña.

SOLUCIÓN Es más fácil comenzar con la parte del ácido, el butirato, con una estructura de cuatro átomos de carbono.



Luego agrega la parte del alcohol, el grupo —OR′, al R—C(=O)— de la estructura del ácido.



EJERCICIO 19.14

(a) Muestra la ecuación química de la reacción entre el ácido butírico y el etanol, cuyos productos son butirato de etilo y agua.

(b) Indica los nombres de las sustancias químicas con las que se puede preparar el ésterc onocidoc omoa spirina.

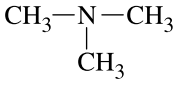
Véansel os problemas 19.65-19.72.

19.12 Aminas y amidas

Muchos compuestos orgánicos contienen nitrógeno. Las **aminas** contienen los elementos carbono, hidrógeno y nitrógeno, y se derivan del amoniaco por sustitución de uno, dos o tres átomos de hidrógeno por grupos alquilo o arilo para formar aminas primarias (1ª),s ecundarias(2ª)y t erciarias(3ª).

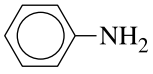
Amoniaco | Una amina primaria | Una amina secundaria | Una amina terciaria

La amina más sencilla es la metilamina, CH_3NH_2. El homólogo que le sigue en tamaño es la etilamina, $CH_3CH_2NH_2$. También la dimetilamina, CH_3NHCH_3, tiene dos átomos de carbono. Advierte que la etilamina y la dimetilamina son isómeros; ambas tienen la fórmula molecular C_2H_7N. Hay varias posibilidades con tres átomos de carbono, una de las cuales es la trimetilamina, que se muestra al margen.



Trimetilamina

La amina con un grupo NH_2 unido directamente a un anillo bencénico tiene el nombre especiald e *anilina*.

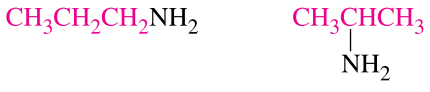


Las aminas más sencillas se parecen al amoniaco en su basicidad y otras propiedades. Son las aminas de mayor tamaño las que presentan un interés especial. Varias de ellas se muestran en la figura 19.24. Advierte que todas las estructuras contienen un grupo —NH_2, conocido como **grupo amino**.

EJEMPLO 19.15 Aminas

Ya se indicó la estructura de la trimetilamina. Dibuja las estructuras y escribe los nombres de las otras aminas de tres átomos de carbono.

SOLUCIÓN Dos aminas se derivan de los dos grupos propilo.



Propilamina | Isopropilamina

La otra amina de tres átomos de carbono tiene un grupo metilo y un grupo etilo. (Los gruposa lquilos en ombrane no rdena lfabético.)

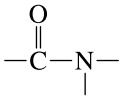
Etilmetilamina

EJERCICIO 19.15

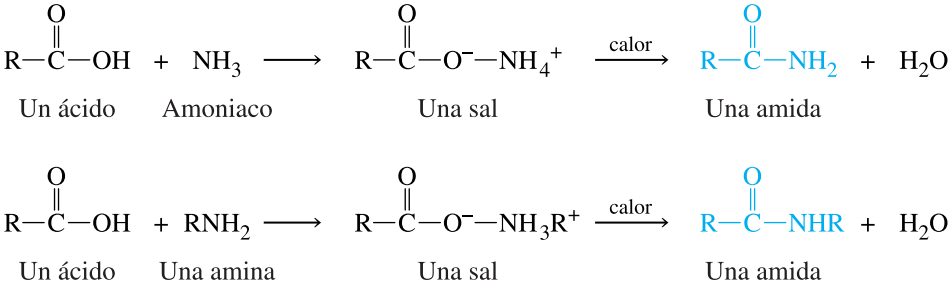
(a) Indica en cada caso si las tres aminas del ejemplo 19.15 son primarias, secundarias o terciarias.

(b) Indica qué clase de amina (primaria, secundaria o terciaria) es la anfetamina, que se muestra en la figura 19.24.

Otra familia de compuestos nitrogenados es la de las **amidas**. (¡Cuánta diferencia provoca una letra!) Estos compuestos son derivados nitrogenados de ácidos carboxílicos que contienen el grupo amida.



Las amidas se preparan haciendo reaccionar un ácido carboxílico con amoniaco o con una amina para formar una sal, la cual se calienta después para expulsar el agua.



Conexiones con el mundo real

- En el mundo se producen cada año más de 4 millones de toneladas de nylon, las cuales se destinan a la fabricación de ropa, alfombras, tiendas de campaña, cuerdas y otros muchos productos.
- El **nylon 6 6** fue la primera poliamida que se produjo en forma comercial. Se dice que su nombre, que se pronuncia "nailon seis seis", se basa en el hecho de que ambos reactivos tienen seis átomos de carbono. El 15 de mayo de 1940 se inició la venta de medias de nylon para mujer, y rápidamente se vendieron 4 millones de pares en la ciudad de Nueva York.

Las amidas sencillas son de escaso interés por el momento, pero las amidas complejas tienen una importancia enorme. Por ejemplo, el nylon (o nailon) es un polímero con enlaces amida. Esta *poliamida* se prepara haciendo reaccionar 1,6-hexanodiamina (Fig. 19.24) con ácido 1,6-hexanodioico (un ácido de seis átomos de carbono con un grupo carboxilo en cada extremo) de modo que se formen enlaces amida. El polímero consiste en una serie de enlaces amida que unen alternadamente un ácido con una amina, con un ácido, con una amina, y así sucesivamente. Aún más importantes —e indispensables para la vida misma— son las proteínas, que se describen en el capítulo siguiente, y que contienenm uchosa minoácidosu nidose ntres ím ediantee nlacesa mida.

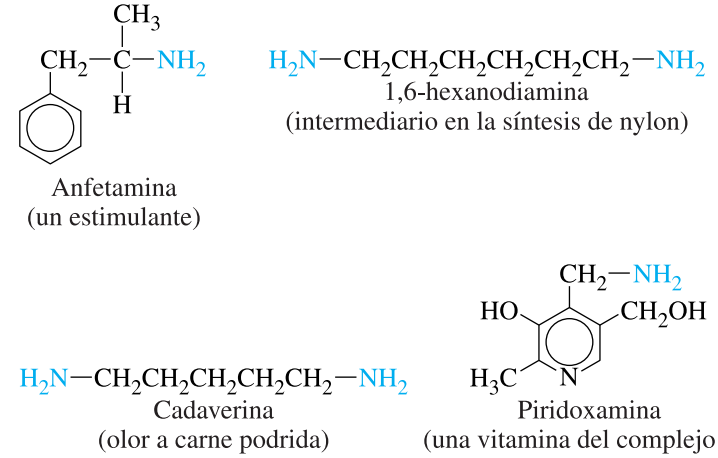
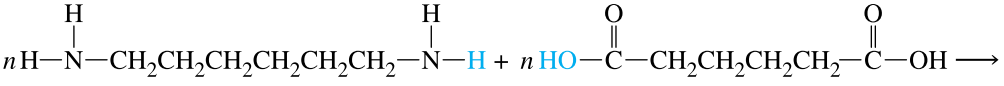


Figura 19.24 Algunas aminas de interés.

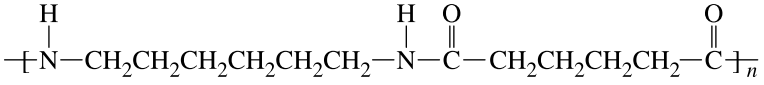
EJEMPLO 19.16 **Aminas y amidas**

La poliamida conocida como nylon 6 6 fue sintetizada por primera vez por Wallace H. Carothers, de los laboratorios DuPont y ganador del premio Nobel. Dibuja un segmento de esta estructura con base en la información proporcionada en el párrafo precedente.

SOLUCIÓN El nylon, que es una poliamida, tiene unidades alternadas de 1,6-hexanodiamina y ácido 1,6-hexanodioico (conocido también como ácido adípico).



1,6-hexanodiamina Ácido 1,6-hexanodioico



Nylon 6 6

EJERCICIO 19.16

(a) Escribe el nombre de una amina que sea una vitamina. (Consulta la Fig. 19.24.)
(b) Escribe el nombre de una amina que sea un estimulante.
(c) Escribe el nombre de una amina que se utilice en un polímero.

Véansel os problemas 19.73-19.80.

Resumen del capítulo

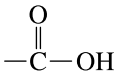
La química orgánica es la química de casi todos los compuestos que contienen carbono. A diferencia de los compuestos inorgánicos representativos, la mayor parte de los compuestos orgánicos son inflamables y tienen puntos de fusión relativamente bajos. Los no polares son muy poco solubles en agua. Los alcanos son una serie homóloga de hidrocarburos que tienen únicamente enlaces covalentes sencillos entre los átomos de carbono. Se dice que son "saturados" porque contienen el número máximo de átomos de hidrógeno. Se emplean fórmulas estructurales para mostrar el orden de unión de los átomos. Los compuestos que tienen la mismaf órmulam olecularp erod iferentesf órmulase structuraless oni sómeros.

Los alquenos contienen un doble enlace carbono-carbono. Los alquinos contienen un triple enlace carbono-carbono. Ambas clases se describen como "insaturadas" porque pueden sufrir reacciones de adición con el hidrógeno. A diferencia de lo que ocurre con los enlaces sencillos, la rotación en torno a los enlaces dobles está restringida, lo que hace posible la existencia de isómeros *cis* y *trans* cuando cada átomo de carbono participante en el doble enlace tiene dos grupos no idénticos. Los isómeros cis tienen dos grupos idénticos situados en el mismo lado del doble enlace. Los isómeros trans tienen dos grupos idénticos situados en lados opuestos del doble enlace. Los alquenos reaccionan unos con otros para formar moléculas gigantes llamadas polímeros. Con base en el sistema de la IUPAC, los nombres de los alquenos son similares a los de los alcanos, pero llevan el sufijo -eno; los alquinos llevan el sufijo- ino.L ap osiciónd eld obleo t riplee nlaces ed esignam edianteu nn úmero.

Los compuestos que contienen uno o más anillos bencénicos se clasifican como compuestos aromáticos. La extracción de un átomo de hidrógeno de un anillo bencénico da lugar a una estructura que se conoce como grupo fenilo. Los fenoles son compuestos aromáticos que tienen un grupo —OH unido a un anillo bencénico. Una molécula de alcohol contiene un grupo hidroxilo, —OH, enlazado de forma covalente a un grupo alquilo, —R. La fórmula general de los alcoholes es R—OH. Los alcoholes se clasifican como primarios (1°), secundarios (2°) o terciarios (3°), según el número de grupos alquilo (uno, dos o tres, respectivamente) que estén unidos al átomo de carbono ligado al grupo —OH.

El grupo carbonilo es el grupo funcional presente en los aldehídos y cetonas. Los aldehídos tienen al menos un átomo de hidrógeno unido al grupo carbonilo. Las cetonas tienen sólo grupos alquilo o aromáticos unidos al grupo carbonilo. La oxidación de un alcohol primario produce el aldehído correspondiente. La oxidación de un alcohol secundario produce una cetona.

Grupo carbonilo



Grupo carboxilo

El grupo carboxilo, —COOH, es el grupo funcional de todos los ácidos orgánicos (también llamados ácidos carboxílicos). Los ésteres, que son componentes comunes de los saborizantes, son producto de reacciones entre ácidos carboxílicos y alcoholes. La sustitución de uno, dos o tres átomos de hidrógeno del amoniaco produce aminas primarias, secundarias o terciarias. La anilina es la amina aromática más sencilla, tiene un grupo NH_2 unido directamente a un anillo bencénico. Las amidas son derivados de ácidos carboxílicos obtenidas por sustitución del grupo hidroxilo del ácido por un grupo nitrogenado. El nylon es una poliamida.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Expón las características generales de los compuestos orgánicos que los distinguen del osc ompuestosi norgánicos.[19.1]
2. Identificay c itae jemplosd ei sómerosy deu nas erieh omóloga.[19.2]
3. Clasifica los compuestos orgánicos por el tipo al que pertenecen con base en su fórmula estructural.[19.3-19.12]
4. Con la fórmula estructural de un compuesto orgánico como dato, proporciona su nombre de la IUPAC. [19.4-19.12]
5. Identifica los hidrocarburos saturados e insaturados y los isómeros cis-trans. [19.5]
6. Describe los polímeros y cita ejemplos de ellos. [19.5]
7. Compara las propiedades del benceno con las de los compuestos insaturados de cadena abierta.[19.6]
8. Comparal ase structurasd ea lcoholes,f enolesy é teres.[19.7-19.9]
9. Comparal ase structurasd ea ldehídosy c etonass encillos.[19.10]
10. Identifica ejemplos de estructuras que representen ácidos carboxílicos, ésteres, aminas y amidas. [19.11, 19.12]

Términos clave

ácido carboxílico [19.11]
alcanos [19.2]
alcohol [19.7]
alcohol desnaturalizado [19.7]
alcohol primario [19.7]
alcohol secundario [19.7]
alcohol terciario [19.7]
alcoholes polihidroxilados [19.7]
aldehído [19.10]
alifático [19.6]
alquenos [19.5]
alquinos [19.5]
amida [19.12]
amina [19.12]
aromático [19.6]
benceno [19.6]
cetona [19.10]
cis [19.5]
destilación destructiva [19.7]
diol [19.7]
etanol [19.7]
éteres [19.9]
fenoles [19.8]
fórmulas estructurales [19.3]
fórmulas estructurales condensadas [19.3]
grupo alquilo [19.4]
grupo amino [19.12]
grupo arilo [19.6]
grupo carbonilo [19.10]
grupo carboxilo [19.11]
grupo etilo [19.4]
grupo fenilo [19.6]
grupo funcional [19.7]
grupo metilo [19.4]
grupo propilo [19.4]
halogenuros de alquilo [19.2]
hidrocarburos [19.2]
hidrocarburos saturados [19.2]
hidrogenación [19.5]
homólogos [19.2]
insaturado [19.5]
isómeros [19.2]
isopropilo [19.4]
IUPAC [19.4]
metanol [19.7]
polímeros [19.5]
proof (prueba de alcohol) [19.7]
reacción de adición [19.5]
tolueno [19.6]
trans [19.5]
triol [19.7]

Problemas

Sustanciaso rgánicase i norgánicas

19.1 Compara la definición de química orgánica de los primeros tiempos con la definición que utilizan los químicosm odernos.

19.2 Nombra tres iones que contienen carbono pero no se clasificanc omoo rgánicos.E xplicap orq ué.

19.3 Clasifica los compuestos que siguen como orgánicos oi norgánicos.

a. C_6H_{10}
b. $NaHCO_3$
c. $C_{12}H_{22}O_{11}$
d. CH_3NH_2

19.4 Clasifica los compuestos que siguen como orgánicos oi norgánicos.
a. $C_6H_{12}O_6$
b. K_2CO_3
c. vitaminaC s intética,C $_6H_8O_6$
d. vitaminaC ,C $_6H_8O_6$,d en aranjas

19.5 ¿Cuál sustancia de cada par tiene el punto de fusión másа lto?E xplicat ur espuesta.
a. CH_3OH y NaOH
b. CH_3Cl y KCl
c. C_6H_{12} y $C_{20}H_{42}$

19.6 ¿Cuál sustancia de cada par es más soluble en agua? Explicat ur espuesta.
a. octano,C $_8H_{18}$, y NaCl
b. etanol, CH_3CH_2OH, y un aceite que contiene $C_{14}H_{30}$
c. octanoy N H_4NO_3

19.7 Hay una lata sin rótulo en tu cochera que contiene un líquido. Al introducir un trozo de madera en él y encenderlo, la sustancia arde con flama humeante. El líquido es inmiscible con agua. Clasifica la sustancia comoo rgánicao i norgánica.

19.8 Encuentras un frasco sin rótulo que contiene un material sólido. La sustancia funde a 48°C, se enciende fácilmente y arde sin humo; es insoluble en agua y flota en la superficie de ésta. Clasifica la sustancia como orgánicao i norgánica.

Alcanos, alquenosy a lquinos

19.9 ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada uno de los compuestos siguientes? Dibuja su fórmula estructural condensada.
a. etano
b. butano
c. isobutano
d. 1-penteno
e. 2,2-dimetilhexano
f. acetileno

19.10 ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada uno de los compuestos siguientes? Dibuja su fórmula estructural condensada.
a. propano
b. hexano
c. etino
d. 2-penteno
e. 2,2,4-trimetilpentano(componented el ag asolina)
f. 2-bromo-2-metilpropano

19.11 Indica el número de isómeros posibles del octano. (Consulta la tabla 19.3.)

19.12 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas del butano y del isobutano. ¿Qué relación hay entre estas estructuras?

19.13 Nombrae stosc ompuestos.
a. $CHCl_3$
b. $CH_3(CH_2)_4CH_3$
c. CH_3CH_2Br
d. CH_3CHCH_3 (Cl)

19.14 Nombrae stosc ompuestos.
a. CH_3CH_3
b. $CH_3(CH_2)_2CH_3$
c. CH_2Cl_2
d. $CH_3CH(Br)CH_3$

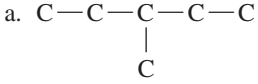
19.15 Indica si las estructuras de cada conjunto representan elm ismoc ompuestoo i sómeros.
a. $CH_3CH_2CH(CH_3)$ $CH_3CH_2CH_3$
b. $CH_3CH_2CH(CH_3)CH_3$ $CH_3CH_2CH_3$ (CH3)
c. $CH_3CH(CH_3)Br$ CH_3CHCH3 (Br)

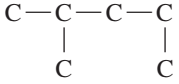
19.16 Indica si las estructuras de cada conjunto representan elm ismoc ompuestoo i sómeros.
a. CH_3CH_3 CH_3CH_3 (CH3)
b. $CH_3CHCH_2CH_2CH_3$ $CH_3CH_2CHCH_2CH_3$ (CH3)
c. $CH_3CH_2CHCH_2CH_3$ (CH3) $CH_3CHCH_2CH_2$ (CH3, CH3)

19.17 Indica en cada caso si el compuesto es saturado o insaturado.
a. etino
b. buteno
c. ácidoo leico,C $H_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7COOH$
d. $CH_3(CH_2)_6COOH$

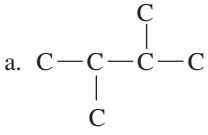
19.18 Indica en cada caso si el compuesto es saturado o insaturado.
a. penteno
b. propino
c. ciclohexano
d. ácidol inoleico,
$CH_3(CH_2)_4CH{=}CHCH_2CH{=}CH(CH_2)_7COOH$

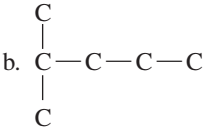
19.19 Completa estas estructuras agregando el número apropiado de átomos de hidrógeno. Proporciona un nombre IUPAC de cada uno.

a. 

b. 

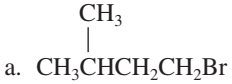
19.20 Completa estas estructuras agregando el número apropiado de átomos de hidrógeno. Proporciona un nombre IUPAC de cada uno.

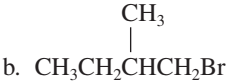
a. 

b. 

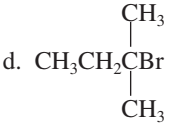
19.21 Hay cuatro isómeros de fórmula molecular C_4H_9OH. Dibuja todas las estructuras y clasifícalas como alcoholp rimario,s ecundarioo t erciario.

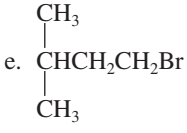
19.22 Indica cuáles de los siguientes compuestos son isómeros de $C_3H_{11}Br$, y clasifícalos como bromuro de alquilo primario, secundario o terciario. Identifica las estructurasq uer epresentanu nm ismoc ompuesto.

a. 

b. 

c.

d. 

e. 

19.23 El compuesto $CH_3CH_2CH_2CH_3$ se emplea como el combustible de muchos encendedores desechables para cigarrillos y fogatas. ¿Cómo se llama este compuesto?

19.24 El compuesto $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ es un disolvente que se utiliza para extraer el aceite de la soya. ¿Cómos el lamae stec ompuesto?

19.25 Escribe fórmulas estructurales de los compuestos siguientes.

a. 3-isopropil-1-hexeno
b. *cis*-2,3-dicloro-2-buteno
c. *trans*-2,3-dicloro-2-buteno

19.26 Escribe fórmulas estructurales de los compuestos siguientes.

a. 3-etil-2-penteno
b. *cis*-2-hexeno
c. *trans*-2-hexeno

19.27 Dibuja la estructura y escribe el nombre del producto de la reacción entre el 1-buteno y el bromo.

19.28 Dibuja la estructura y escribe el nombre del producto de la reacción del 2-buteno con hidrógeno gaseoso en presenciad eu nc atalizadord eP t.

Compuestosa romáticos

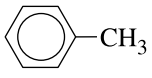
19.29 Indica si el compuesto que se representa es aromático oa lifático.

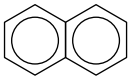
a.

b.

c.

19.30 Indica si el compuesto que se representa es aromático oa lifático.

a. 

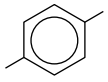
b. 

c.

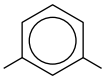
19.31 Dibuja dos estructuras de resonancia de Kekulé equivalentes del benceno. Describe en qué difiere la estructura real del benceno de las estructuras de resonancia de Kekulé.

19.32 Dibuja una estructura del benceno que conste de un simple hexágono con un círculo adentro. Menciona una ventaja y una desventaja de sustituir la estructura deK ekuléd elb encenop ore stao trae structura.

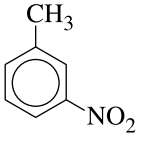
19.33 Identifica el tipo de sustitución como orto, meta o para.

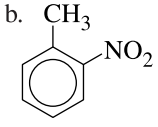
a. 

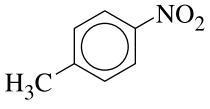
b.

c. 

19.34 Identifica el tipo de sustitución como orto, meta o para.

a. 

b. 

c. 

19.35 Escribe fórmulas estructurales de los compuestos siguientes.

a. *o*-dibromobenceno
b. tolueno (se emplea como disolvente y en ciertos aditivosp arag asolinad ea utomóvil)
c. *m*-xileno
d. 2,4,6-trinitrotolueno (conocido como TNT; ¡puede produciru nae xplosión!)

19.36 Escribe fórmulas estructurales de los compuestos siguientes.

a. *p*-diclorobenceno (se emplea en las hojuelas contral ap olilla)

b. 1,4-dinitrobenceno

c. *o*-nitroclorobenceno (se emplea para impedir el crecimiento de hongos en las mazorcas de maíz)

d. naftaleno (se emplea en las bolas de naftalina contral ap olilla)

Alcoholes, fenoles,é teres

19.37 Dibuja fórmulas estructurales de los compuestos siguientes e indica en cada caso si se trata de un alcohol primario,s ecundarioo t erciario.

a. alcohol isopropílico (alcohol para fricciones corporales)

b. 2-metil-2-propanol

c. alcoholi sobutílico

d. 3-metilbutanol

19.38 Dibuja fórmulas estructurales de los compuestos siguientes e indica en cada caso si se trata de un alcohol primario,s ecundarioo t erciario.

a. metanol (también conocido como alcohol metílico)

b. alcohol *tert*-butílico

c. 2-butanol

d. 2-metilpropanol

19.39 ¿Qué es la destilación destructiva? Cita el nombre de un alcohol que se produce por destilación destructiva del am adera.

19.40 Menciona otros dos nombres del metanol. Cita dos o más usos del metanol.

19.41 ¿Quée se la lcohold esnaturalizado?

19.42 Menciona otros dos nombres del etanol. Cita dos o más usos del etanol.

19.43 ¿Cuál es el porcentaje en volumen de un vodka de 40°?

19.44 ¿Cuál es la graduación alcohólica de una bebida que contiene4 3%d ea lcohole nv olumen?

19.45 Describe un método, con la ecuación correspondiente,p aral ap roducciónc omerciald em etanol.

19.46 Describe un método, con la ecuación correspondiente,p aral ap roducciónc omerciald ee tanol.

19.47 Cita el nombre y los usos de un diol.

19.48 Cita el nombre y los usos de un triol.

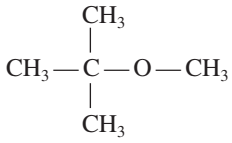
19.49 Escribe la fórmula del fenol. Menciona dos usos de este compuesto.

19.50 ¿Qué es un compuesto fenólico? Escribe la fórmula generald el osc ompuestosf enólicos.

19.51 Escribel af órmulag enerald el osé teres.

19.52 Escribe la fórmula estructural y menciona dos usos delé terd ietílico.

19.53 Indicae lt ipoy e ln ombred elc ompuestos iguiente.



19.54 Indica qué tipo de compuesto es el metoxipropano y dibujas ue structura.

Aldehídos yc etonas

19.55 Escribe la fórmula estructural general de los aldehídos. Escribe el nombre y la estructura del grupo funcionalq uee stáp resentee nt odosl osa ldehídos.

19.56 Escribe la fórmula estructural general de las cetonas. Escribe el nombre y la estructura del grupo funcional quee stáp resentee nt odasl asc etonas.

19.57 Escribe la estructura del formaldehído y cita dos usos de esta sustancia. ¿Qué es la formalina o formol?

19.58 Escribe la estructura de la acetona y cita dos usos de estas ustancia.

19.59 Escribel ae structurad el ass ustanciass iguientes.

a. etilm etilc etona

b. acetaldehído

c. isopropilm etilc etona

19.60 Escribel ae structurad el ass ustanciass iguientes.

a. butanal

b. benzaldehído

c. metilp ropilc etona

19.61 ¿Qué tipo de alcohol se puede oxidar para producir un aldehído?

19.62 ¿Qué tipo de alcohol se puede oxidar para producir unac etona?

19.63 Escribe en cada caso la estructura del alcohol a partir del cual se pueden preparar los aldehídos y cetonas siguientesp oro xidación.

a. 2-pentanona b. acetaldehído

19.64 Escribe en cada caso la estructura del alcohol a partir del cual se pueden preparar los aldehídos y cetonas siguientesp oro xidación.

a. acetona b. butanal

Ácidosc arboxílicosy é steres

19.65 Escribe la fórmula estructural general de los ácidos carboxílicos.

19.66 Escribel ae structurad elg rupoc arboxilo.

19.67 Escribel af órmulae structuralg enerald el osé steres.

19.68 Empleando fórmulas estructurales, escribe una ecuación que muestra la reacción general de formación de un éster a partir de un ácido y un alcohol.

19.69 Escribe una ecuación de la formación de butirato de metilo. (Está presente en las manzanas.) Indica el nombre de todos los compuestos que participan en la reacción.

19.70 Escribe una ecuación de la formación de acetato de isopentilo. (Está presente en el aceite esencial de plátano, un saborizante.) Indica el nombre de todos los compuestosq uep articipane nl ar eacción.

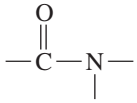
19.71 ¿Cuál es el nombre del plástico con el que se fabrican botellas para bebida gaseosa, y cuya abreviatura es PETE?

19.72 ¿Cuál es el nombre del éster conocido comúnmente comoa spirina?

Aminas ya midas

19.73 Escribe la estructura de un grupo amino. ¿Qué es una amina?

19.74 ¿Qué tipo de compuestos contienen el grupo siguiente?



19.75 Dibuja fórmulas estructurales de los compuestos que siguen y clasifícalos como amina primaria, secundariao t erciaria.

a. etilamina b. dimetilamina
c. trimetilamina

19.76 Dibuja fórmulas estructurales de los compuestos que siguen y clasifícalos como amina primaria, secundariao t erciaria.

a. metilamina b. etilmetilamina
c. isopropilamina

19.77 Escribe la estructura del producto de la reacción entre el ácido acético y la metilamina. ¿Qué tipo de compuestoe se step roducto?

19.78 ¿Cuáles son las dos unidades moleculares presentes en el nylon 6 6? ¿Qué tipo de enlace está presente en elp olímero?

19.79 ¿Qué tipo de amina (primaria, secundaria o terciaria) esl ap ropilamina?

19.80 ¿Qué tipo de amina (primaria, secundaria o terciaria) esl aa nfetamina(Fig.1 9.24)?

Estudiantes en acción

Cristalización: una operación unitaria importante en síntesis orgánica

Uno de los principales objetivos de la química orgánica es obtener compuestos cuyo grado de pureza sea muy alto. La cristalización es uno de los métodos selectivos, tanto para la obtención como para su purificación (este último muchas veces es llamado proceso de recristalización).

Materiales y reactivos

- Balanza electrónica
- Ácido benzoico impuro
- Parrilla de calentamiento
- 2 vasos de precipitados de 50 mL
- Carbón activado
- Matraz Erlenmeyer de 20 mL
- Agua destilada
- Papel filtro Whatman u otro de poro chico
- 2 matraces Kitasato microescala
- Jeringa de 10 mL (para succionar)
- Embudo Büchner de microescala o Hirsch
- Vidrio de reloj/charola de aluminio
- Perlas de ebullición
- Espátula
- Varilla de vidrio
- Pinzas de 3 dedos con nuez
- 1 soporte universal
- 1 probeta de 20 mL

Procedimiento

Antes de iniciar, monta el equipo de filtración al vacío (revisa el esquema en la sección Estudiantes en acción del capítulo 11).

1. En un vaso de precipitados de 50 mL, agrega aproximadamente 30 mL de agua destilada y colócala sobre una parrilla de calentamiento en el número 3. Agrega dos o tres perlas de ebullición. Espera a que hierva.
2. Observa el ácido benzoico impuro y describe su aspecto en la tabla de resultados. Luego, pesa 0.3 g de éste en un vaso de precipitados de 20 mL y añádele la menor cantidad de agua hirviendo que te permita disolverlo.

3. Adiciona 0.1 g de carbón activado a la disolución de ácido benzoico y agítala vigorosamente con ayuda de una varilla de vidrio. Pon a hervir la suspensión. El calentamiento debe ser suave, para evitar una formación excesiva de espuma.
4. Para el equipo de filtración al vacío, el papel filtro debe ser de un diámetro menor al del embudo Büchner. Pésalo y registra la medición en la tabla de resultados, luego, colócalo en el embudo y humedécelo con el agua caliente.
5. Al cabo de 3 o 4 minutos de calentamiento de la mezcla de ácido benzoico, carbón activado y agua, fíltrala en caliente (es decir, a una temperatura a la cual puedas tomarla sin quemarte), aplicando succión sobre el embudo Büchner. En el papel filtro quedarán las impurezas atrapadas con el carbón activado.
6. Desmonta el equipo de filtración y coloca el matraz Kitasato en baño de hielo (en una cazuela metálica con hielo picado). Con ayuda de una varilla de vidrio, raspa el interior del matraz mientras se está enfriando.
7. La formación de cristales puede llevar algunos minutos e incluso horas. Deja reposar la solución en el baño de hielo.
8. Una vez formados los cristales, vuelve a montar el equipo de filtración al vacío y fíltralos. Lava los cristales con un poco de agua helada; transfiérelos a una charolita de aluminio o a un vidrio de reloj (con todo y el papel filtro), para secarlos en un horno o al aire durante varios días.
9. Cuando estén libres de humedad, observa el aspecto de los cristales y regístralo en la tabla. Luego, pésalos con el papel filtro y anota la medición en la tabla de resultados. Recuerda restar el papel filtro en el cálculo del rendimiento.

Calcula el rendimiento de la siguiente manera:

$$R = \frac{\textit{peso de cristales puros}}{\textit{peso original}} \chi\ 100$$

Análsis de resultados

Proceso	Resultado
Peso exacto del ácido benzoico impuro (inicial)	
Peso del papel filtro	
Peso del papel filtro con los cristales de ácido benzoico secos y puros	
Aspecto de los cristales de ácido benzoico impuros	
Aspecto de los cristales de ácido benzoico puros	
Forma en la que se secaron los cristales de ácido benzoico	
Rendimiento	

Responde las preguntas.

1. ¿Cuál es la fórmula semidesarrollada del ácido benzoico?

2. ¿Cuáles son los grupos funcionales presentes en la molécula de ácido benzoico?

3. ¿Por qué el ácido benzoico es más soluble en agua caliente que en fría, si es un compuesto orgánico?

4. ¿Cuáles son los principales usos del ácido benzoico?

capítulo

20

Bioquímica

CONTENIDO

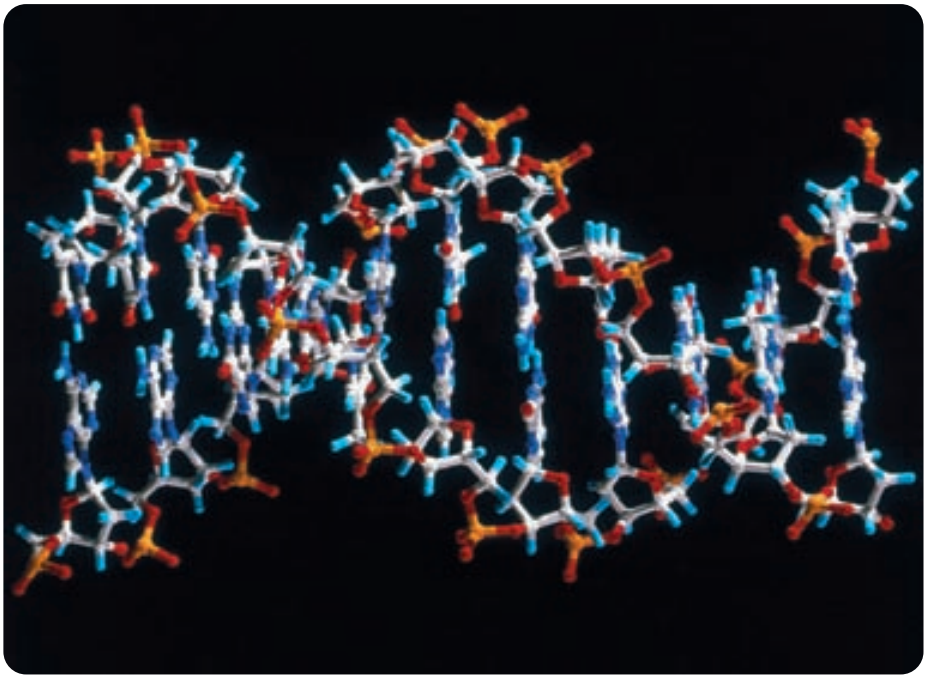
20.1 Carbohidratos

20.2 Lípidos

20.3 Aminoácidos y proteínas

20.4 Ácidos nucleicos

20.5 Algunas vitaminas y hormonas



Aquí se muestra un modelo de una molécula de doble cadena de ácido desoxirribonucleico (DNA). El núcleo de cada célula de un organismo contiene moléculas de DNA que llevan el código genético, esto es, la información que confiere al organismo sus características y funciones que le son peculiares.

La parte de la química que tiene lugar en todas las células vivas se llama *bioquímica*. Cualquier persona es capaz de digerir y metabolizar muchas de las sustancias distintas presentes en la dieta. Estas sustancias químicas que se obtienen del alimento son los componentes básicos con los que se construyen los músculos, huesos y otros tejidos corporales complejos. Además, el organismo es capaz de elaborar un número enorme de moléculas distintas, algunas de ellas con masa molecular del orden de millones, que controlan y regulan las funciones corporales y protegen el organismo contra las enfermedades.

Todos los meses se informa de importantes avances en el campo de la investigación bioquímica en miles de artículos de revistas. Este tipo de información es indispensable para comprender la nutrición, el combate y la prevención de enfermedades, y también los procesos vitales. Se conoce mucho de bioquímica, pero es mucho más lo que todavía está por descubrirse.

En este capítulo sólo será posible incluir un número limitado de temas bioquímicos fundamentales. Los que aquí se describen proporcionan una base general para lecturas y estudio adicionales en este activo campo de investigación. Nuestro conocimiento de la química y la bioquímica se expande rápidamente, y ello será benéfico para la humanidad. Esperamos que esto sea para ti sólo el principio de tu estudio de la química.

20.1 Carbohidratos

Casi todo el mundo sabe lo que son los carbohidratos: son lo que comes o lo que no comes, según el libro de dietas que sigas (Fig. 20.1) Cualquier dietista te dirá que toda dieta bien balanceada debe incluir los carbohidratos. Cuando ingerimos y metabolizamos estos compuestos, sus átomos se reorganizan para formar compuestos más sencillos y estables y, al mismo tiempo, liberan su energía almacenada en provecho nuestro.

Desde el punto de vista químico, los **carbohidratos** están compuestos por los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno cuya fórmula empírica es $C_x(H_2O)_y$. La fórmula de la glucosa, que es $C_6H_{12}O_6$, también se podría escribir como $C_6(H_2O)_6$. Al calentar la glucosa cristalina, de color blanco, se desprende agua y queda un residuo negro de carbón. De hecho, los primeros científicos pensaban equivocadamente que los azúcares eran hidratos de carbono, y los llamaron carbohidratos. Sin embargo, no es posible poner de nuevo el producto carbonizado en agua y obtener glucosa. La glucosa no es un hidrato, y el término carbohidrato crea confusión. (Recuerda que, cuando se calienta un verdadero hidrato, se obtiene una sal anhidra que se combina de nuevo con agua paraf ormare lh idrato original.)

Conexión con el aprendizaje
Los hidratos como el $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ se estudiaron en la sección 6.9.

Monosacáridos

Los carbohidratos sencillos se llaman **monosacáridos**. No es posible hidrolizarlos más, es decir, no se pueden descomponer en unidades de azúcares más sencillos. Los carbohidratos que se hidrolizan a dos unidades de monosacárido (dos azúcares sencillos) se denominan **disacáridos**, y los que se hidrolizan a muchas unidades de monosacárido se conocen como **polisacáridos**. Los monosacáridos se clasifican, además, de acuerdo con el número de átomos de carbono en cada molécula.

Figura 20.1 El pan, la pasta, las patatas,l asf rutas,l asv erduras yo trosa limentosc ontienen carbohidratos.

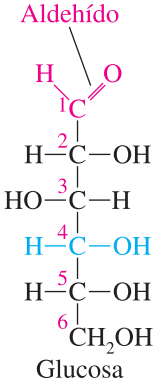
Número de átomos de carbono	Clase de monosacárido
3	Triosa
4	Tetrosa
5	Pentosa
6	Hexosa

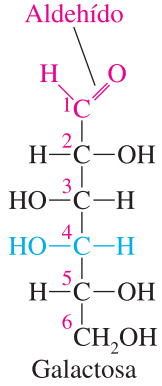
Todos los monosacáridos llevan la terminación *-osa*. Existe además otro sistema para clasificar los monosacáridos. Los que tienen un grupo aldehído se llaman **aldosas**, y los que tienen un grupo cetona se denominan **cetosas**. Con frecuencia se combinan los dos sistemas. Por ejemplo, la *glucosa* es una aldohexosa; es un monosacárido con seis átomos de carbono y un grupo aldehído. La *fructosa*, otro monosacárido, es una cetohexosa; tiene seis átomos de carbono y un grupo cetona. En la Fig. 20.2 se muestran las estructuras de tres monosacáridos.

Hay 16 aldohexosas diferentes. Todas ellas tienen la fórmula $C_6H_{12}O_6$, de modo que son isómeros. De éstas, la glucosa y la galactosa son las más conocidas. Si examinas la Fig. 20.2, advertirás que la glucosa y la galactosa parecen tener exactamente la misma estructura, con una excepción: los grupos hidrógeno e hidroxilo (—H y —OH) del cuarto átomo de carbono, contando a partir del aldehído, están invertidos. Se trata de una diferencia muy importante y fundamental, muy parecida a la que existe entre tu mano derecha y tu mano izquierda: cada mano tiene un pulgar y cuatro dedos más, pero un guante proyectado para ajustarse a la mano derecha no sirve para la mano izquierda. Toda molécula que tenga un átomo de carbono con cuatro grupos diferentes unidos a él siempre tendrá esta propiedad de ser derecha o izquierda, porque los cuatro ángulos de enlace de 109.5° forman una estructura tetraédrica (Fig. 20.3). Se dice que un átomo de carbono es **quiral** si está unido a cuatro grupos diferentes. Cada una de las aldohexosas tiene cuatro átomos de carbono quirales (los átomos de carbono número 2, 3, 4 y 5). Un grupo —OH que aparezca del lado derecho en una de estas posiciones designa una estructura diferente que un grupo —OH en el lado izquierdo.

Designaciones D y L. La mitad de las estructuras de aldohexosa que es posible dibujar tienen el grupo —OH del lado derecho en la posición del carbono número 5. Estos monosacáridos llevan la designación D, como en la D-glucosa y en la D-galactosa. Se podrían dibujar otras aldohexosas con el grupo —OH del lado izquierdo en la posición del carbono número 5. Éstas se conocen como azúcares L. Casi todos los carbohidratos de origen natural pertenecen a la serie D. Ésta no es una cuestión que se deba tomar a la ligera; *no podemos* metabolizar los carbohidratos L ni obtener energía de ellos.

Figura 20.2 Estructurasy f uentesc omunesd et resh exosasi mportantes.





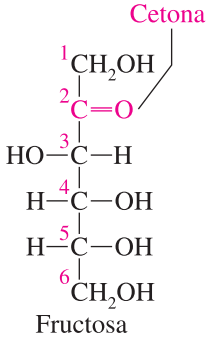


Figura 20.3 Los compuestos quirales son como la mano derecha y la mano izquierda, que son imágenes en el espejo pero diferentes: un guante para la mano derecha no sirve para la mano izquierda. Un átomo de carbono es quiral cuando está unido a cuatro grupos diferentes. (Observa las estructuras de la derecha y de la izquierda.) Los compuestos con un átomo de carbono quiral tienen isómeros que son imágenes en el espejo y se llaman estereoisómeros.

Estructuras cíclicas. Los monosacáridos no permanecen en la forma alargada o extendida de las estructuras representadas en la Fig. 20.2. Cuando una molécula de glucosa se pliega sobre sí misma, es fácil que el oxígeno del carbono número 5 se sitúe cerca del carbono número 1 (el carbono del carbonilo), como se muestra en la Fig. 20.4 y en el centro de la figura 20.5. Cuando este carbonilo reacciona con el oxígeno del hidroxilo del carbono número 5, se forman las estructuras cíclicas (anulares) conocidas como α-glucosa y β-glucosa. Advierte que, al formarse el anillo, el oxígeno del carbono 5 se une al carbono número 1 para formar un anillo de seis miembros.

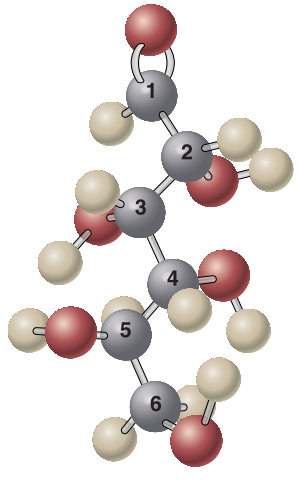
Durante la reacción de formación del anillo, el oxígeno del grupo carbonilo (en el carbono número 1), que originalmente tenía un doble enlace, se convierte en un hidroxilo que puede estar en una de dos posiciones para formar dos estructuras cíclicas distintas, conocidas como la forma **alfa** y la forma **beta**. En la forma alfa (α), el grupo hidroxilo del carbono número 1 se proyecta hacia abajo, y en la forma beta (β), este hidroxilo se proyecta hacia arriba cuando la molécula se encuentra en la posición que se muestra en la figura 20.5.

La glucosa cristalina puede existir ya sea en la forma alfa o en la beta. En uno u otro caso, hay cuatro grupos distintos (—OH, —OR, —R y —H) unidos al carbono número 1. La presencia de exactamente estos cuatro grupos produce una estructura conocida como un **hemiacetal**. Los hemiacetales son muy inestables. Se puede tener inicialmente la forma alfa o beta pura, pero tan pronto como una u otra se disuelve en agua, el grupo acetal se abre, forma el aldehído y luego se cierra otra vez para dar la forma alfa o beta. La apertura y cierre ocurren de manera sucesiva, y esta interconversión recibe el nombre de **mutarrotación**. En el equilibrio, la mezcla consta aproximadamente de 36% de la forma alfa y 64% de la forma beta, con menos del 0.02% de la forma aldehído (abierta). No obstante, esa cantidad es suficiente para llevar a cabo las reacciones características de los aldehídos. Todas las aldosas reaccionan con los agentes oxidantes suaves; por esta razón se les describe como **azúcares reductores**.

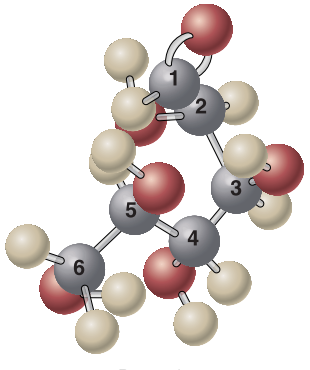
La diferencia entre las formas alfa y beta puede parecer insignificante, pero este tipo de diferencias suelen tener una importancia crucial en las reacciones bioquímicas. Por ejemplo, en breve examinaremos la estructura del almidón, que es un polímero de unidades de glucosa en la forma alfa, y la compararemos con la celulosa, que es un polímero de unidades de glucosa en la forma beta. ¡Qué enorme diferencia origina un carbono quiral!

Algunos monosacáridos destacados. Examinemos con más detenimiento tres importantes monosacáridos. La D-glucosa, también conocida como *dextrosa*, es la hexosa más importante. Es el "azúcar de la sangre" y representa aldededor del 0.065 al 0.11% de la sangre humana. Es indispensable para la vida porque es el azúcar principal que nuestras células consumen directamente para generar energía. Se estima que casi la mitad de los átomos de

Figura 20.4 Modelos de la glucosa con el aldehído libre. Advierte que en el modelo plegado el átomo de oxígeno del quinto carbono está cerca del carbono número uno, el carbonilo.



Extendida



Plegada

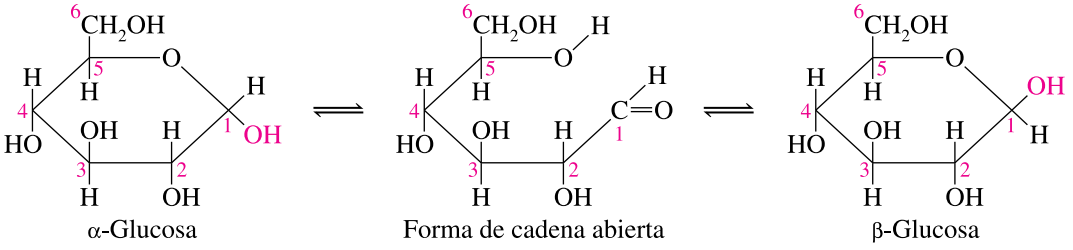


Figura 20.5 En solución acuosa, la glucosa existe como una mezcla en equilibrio de estas tres formas. La α-glucosar epresentaa lrededord el3 6%,l af ormad ec adenaa bierta, aproximadamentee l0 .02%,y l a β-glucosa, alrededord el6 4%.

carbono de la biosfera están combinados en forma de glucosa. Por desgracia para la gente que padece hambre en el mundo, gran parte de esa glucosa está en forma de celulosa, que tiene poco o ningún valor alimenticio para los seres humanos.

Un segundo monosacárido, la D-galactosa, es una aldohexosa que se obtiene, junto con glucosa, de la hidrólisis de un disacárido llamado lactosa, o azúcar de leche. La D-galactosa está presente en ciertos compuestos que se encuentran en el cerebro y los nervios.

La única cetohexosa de origen natural es la D-fructosa, que tiene un grupo carbonilo en la posición del carbono 2. La fructosa es el más dulce de los azúcares comunes, y se encuentra, junto con glucosa y sacarosa, en la miel y en los jugos de frutas. Los productos de la hidrólisis del disacárido conocido como sacarosa o azúcar de mesa son fructosa y glucosa.

Disacáridos

Los disacáridos comunes son tres: maltosa, lactosa y sacarosa. La hidrólisis de 1 mol de un disacárido produce 2 mol de monosacáridos. Empleando ecuaciones expresadas con palabras,e stos ee scribec omos igue.

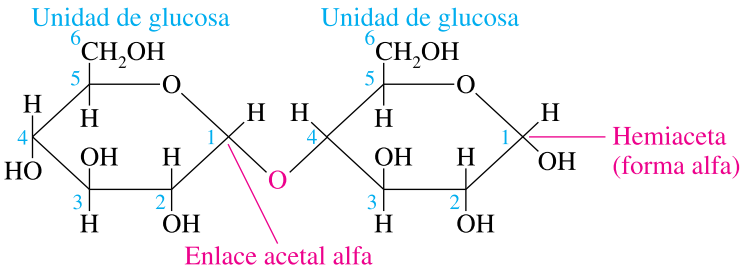
$$\text{Maltosa} + H_2O \xrightarrow{H^+ \text{ o enzima}} 2\ \text{Glucosa}$$

$$\text{Lactosa} + H_2O \xrightarrow{H^+ \text{ o enzima}} \text{Glucosa} + \text{Galactosa}$$

$$\text{Sacarosa} + H_2O \xrightarrow{H^+ \text{ o enzima}} \text{Glucosa} + \text{Fructosa}$$

La *maltosa* está presente en los granos en germinación, pero su fuente principal es la hidrólisis parcial del almidón. La maltosa consta de dos unidades de glucosa unidas por un enlace **acetal** alfa; es decir, el grupo hidroxilo del carbono 1 de la glucosa que se muestra a la izquierda está dirigido hacia abajo, en la posición alfa, cuando se enlaza al grupoh idroxilod elc arbono4 d el ag lucosad el ad erecha.

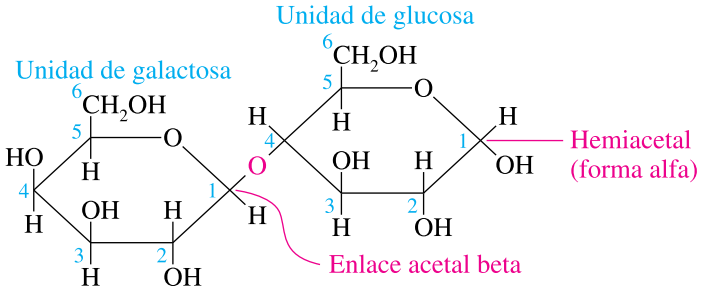
Maltosa:



El anillo de glucosa de la derecha se representa con el hemiacetal en la forma alfa, pero este anillo puede estar en la forma alfa o beta porque se abre y se cierra con entera libertad.

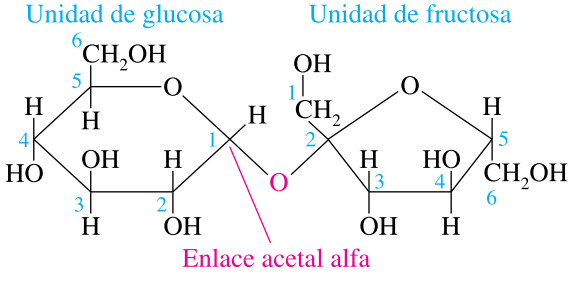
La *lactosa* constituye del 5 al 7% de la leche humana y del 4 al 6% de la leche de vaca. En la lactosa, una unidad de galactosa (a la izquierda) está unida a una unidad de glucosa mediante un enlace acetal beta (el oxígeno del carbono 1 de la galactosa, que enlaza los dos anillos, está en la posición hacia arriba, β).

Lactosa:



La *sacarosa*, conocida comúnmente como azúcar de mesa, está presente en el azúcar de caña y de remolacha. Se compone de una unidad de glucosa unida a una unidad de fructosa mediante un enlace acetal alfa. (Advierte que el anillo de fructosa tiene cinco miembros, no seis.) Éste es el primer azúcar no reductor que se menciona aquí. Ninguno de los anillos se puede abrir porque no hay un hemiacetal.

Sacarosa:



Polisacáridos

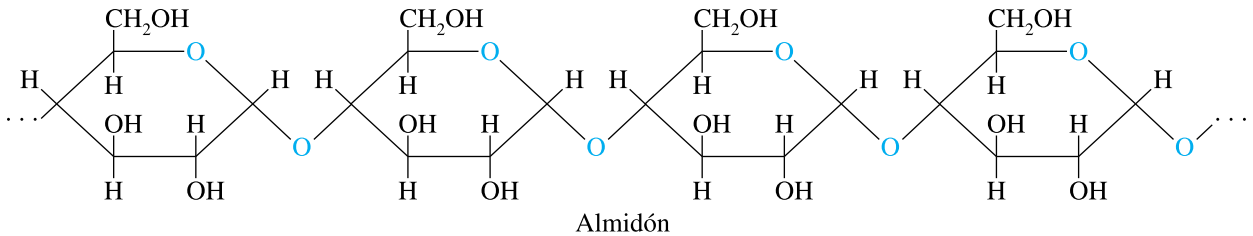
El *almidón* y también la *celulosa* son polímeros de glucosa, y se les conoce como *carbohidratos complejos*. El almidón es una importante fuente de energía en toda dieta balanceada. La celulosa aporta fibra a la dieta. La figura 20.6 muestra segmentos cortos de las estructuras que están presentes en el almidón y en la celulosa. Observa que las unidades de glucosa del almidón están unidas por enlaces alfa; en cambio, en la celulosa las unidades de glucosa están unidas por enlaces beta. Esta diferencia tiene una importancia enorme. Casi todos los animales pueden digerir y metabolizar el almidón, pero los seres humanos y algunos otros mamíferos no obtienen valor alimenticio alguno de la celulosa. En otras palabras, podemos comer y digerir patatas (almidón), pero nos resulta imposible digerir la hierba. Ciertas bacterias que están presentes en el tracto digestivo de los animales que pastan y de las termitas les permiten utilizar la celulosa. Los seres humanos no tienen microorganismos de este tipo.

A las diferencias entre los enlaces alfa y beta se deben también las distintas formas tridimensionales de la celulosa y del almidón. Por ejemplo, la celulosa de la pared celular de las plantas está organizada en haces de *fibrillas* paralelas que forman fibras. Las fibras de celulosa de capas alternadas son perpendiculares, lo que les confiere mayor resistencia (Fig. 20.7).

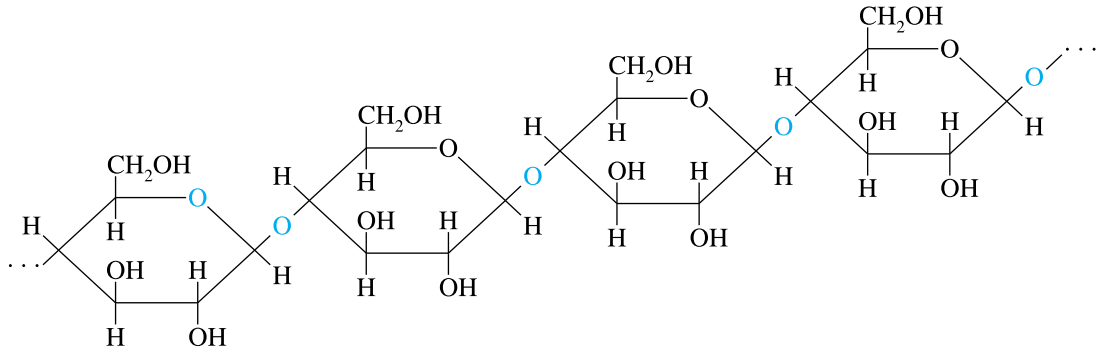
Hay dos tipos principales de almidón. Uno de ellos, llamado *amilosa*, tiene unidades de glucosa unidas formando una cadena continua, como las cuentas de un collar. El otro tipo, llamado *amilopectina*, tiene cadenas ramificadas de unidades de glucosa. El almidón animal se llama glucógeno, y al igual que la amilopectina, se compone de cadenas

Conexión con el mundo real
Dieta: Entre 65 y 80% de la energía de una persona debe provenir de carbohidratos, de preferencia de los carbohidratos complejos presentes en los cereales, no de azúcares sencillos.

Conexión médica
Glucógeno almacenado: Una persona sólo es capaz de almacenar alrededor de 500 g de glucógeno, que equivale a la reserva de energía suficiente para un día. El glucógeno se almacena principalmente en el hígado y en el tejido muscular.



Almidón



Celulosa

Figura 20.6 Carbohidratos. Tantoe la lmidónc omol ac elulosas onp olímerosd eg lucosa.

ramificadas de unidades de glucosa, pero el *glucógeno* tiene más ramificaciones que la amilopectina. En la amilosa puede haber de 60 a 300 unidades de glucosa por molécula. Las estructuras de cadena ramificada de la amilopectina pueden contener de 300 a 6000 unidadesd eg lucosap orm olécula.

El almidón se hidroliza en glucosa cuando se digiere. Este azúcar sencillo se absorbe con facilidad a través de la pared intestinal y entra en el torrente sanguíneo. La glucosa se degrada mediante una compleja serie de más de 50 reacciones químicas, cada una de ellas catalizada por una enzima, hasta producir dióxido de carbono y agua con desprendimientod ee nergía.

Conexión con el aprendizaje
Las enzimas se describen al final de la sección 20.3.

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \xrightarrow{\text{enzimas}} 6\,CO_2 + 6\,H_2O + \text{Energía}$$

Estas reacciones constituyen en esencia el proceso inverso de la fotosíntesis. De este modo, los animales consiguen aprovechar la energía solar capturada por las plantas durante la fotosíntesis.

Los carbohidratos aportan alrededor de 4 kcal por gramo de energía. Cuando una persona come más de lo que puede utilizar, una pequeña cantidad de carbohidratos se convierte en glucógeno, que se almacena en el hígado y en el tejido muscular. Los excesos grandes de carbohidratos, sin embargo, se transforman en lípidos (grasa) para su almacenamiento.

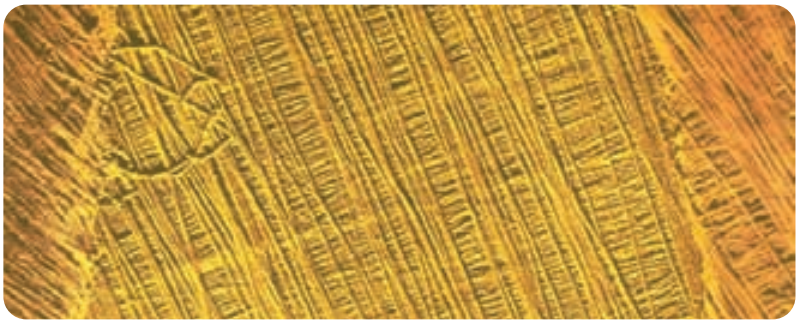


Figura 20.7 Ene sta micrografíad el ap aredc elular de un alga se muestran las capas sucesivas def ibrasd ec elulosa dispuestasd ef ormap aralela.

EJEMPLO 20.1 Carbohidratos

Menciona uno o más ejemplos de lo siguiente.

(a) unm onosacáridoq uee su naa ldohexosa

(b) un disacárido con una unidad de glucosa unida a una unidad de fructosa por un enlaced ea cetala lfa

(c) unp olisacáridoc on unidadesd eg lucosau nidasp ore nlacesb eta

SOLUCIÓN

(a) La glucosa y la galactosa son dos ejemplos de aldohexosas. (Hay otras.)

(b) Las acarosae se lú nicod isacáridoq ues ea justaa e stad escripción.

(c) Lac elulosae se lp olisacáridoq ues ea justaa e stad escripción.

EJERCICIO 20.1

(a) Compara las semejanzas y diferencias estructurales entre el almidón y la celulosa y entre la glucosa y la galactosa.

(b) Compara las semejanzas y diferencias estructurales entre la amilosa y la amilopectina.

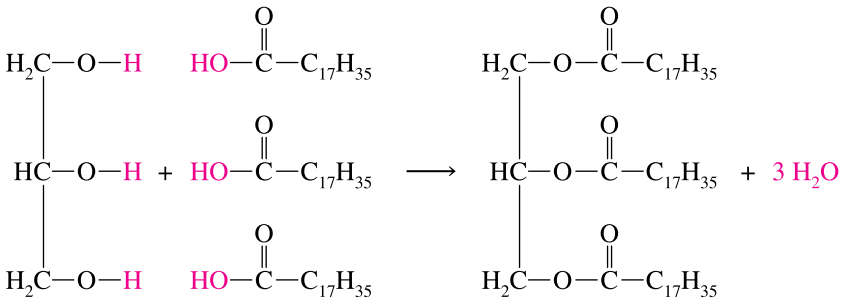
Véansel osp roblemas 20.1 -20.1 6.

20.2 Lípidos

Los alimentos que comemos se dividen en tres grupos primarios: carbohidratos, proteínas y lípidos. Aunque los carbohidratos presentan semejanzas estructurales, los **lípidos** tienen diversas estructuras y funciones, pero sus características de solubilidad son parecidas. Los compuestos aislados de tejidos corporales se clasifican como lípidos si son más solubles en disolventes orgánicos que en agua. Los lípidos son sustancias grasosas o aceitosas que pueden ser lípidos simples (ésteres de glicerol y ácidos grasos), fosfolípidos (comunes en el tejido nervioso), esteroides (el colesterol y las hormonas masculinas y femeninas comunes) o prostaglandinas (un grupo de compuestos con una amplia variedad de efectos sobre el ritmo cardiaco, la presión arterial, la fertilidad y las respuestas alérgicas).

Los lípidos simples son ésteres derivados del glicerol y de ácidos carboxílicos de cadena larga, comúnmente conocidos como **ácidos grasos**. A los lípidos simples se les llama también **triglicéridos**, y todos ellos se forman a partir de una molécula de glicerol y tres moléculas de ácido graso. La triestearina, que aquí se muestra, es un lípido simple representativo que se encuentra en las carnes rojas.

Conexión médica
Los exámenes de sangre proporcionan rutinariamente los niveles de triglicéridos, los cuales, según los médicos, deben estar por debajo de 200. Una dieta apropiada, el ejercicio y ciertos medicamentos consiguen reducir los niveles de triglicéridos.



Los ácidos grasos de origen natural (Tabla 20.1), como el ácido esteárico, por ejemplo, tienen casi siempre un número par de átomos de carbono. En general, las grasas son sólidos que se obtienen principalmente de fuentes animales, en tanto que los aceites son líquidos provenientes de fuentes vegetales.

Las grasas animales y aceites vegetales representativos se componen de zonas tanto saturadas como insaturadas (Fig. 20.8). En la grasa animal predominan los componentes

Tabla 20.1 Algunos ácidos grasos de grasas naturales †

Número de átomos de carbono	Estructura condensada*	Nombre	Fuente común
4	$CH_3CH_2CH_2COOH$	Ácidob utírico	Mantequilla
6	$CH_3(CH_2)_4COOH$	Ácidoc aproico	Mantequilla
8	$CH_3(CH_2)_6COOH$	Ácidoc aprílico	Aceited ec oco
10	$CH_3(CH_2)_8COOH$	Ácidoc áprico	Aceited ec oco
12	$CH_3(CH_2)_{10}COOH$	Ácido láurico	Aceite de almendra de palma
14	$CH_3(CH_2)_{12}COOH$	Ácidom irístico	Aceited en uez moscada
16	$CH_3(CH_2)_{14}COOH$	Ácidop almítico	Aceited ep alma
18	$CH_3(CH_2)_{16}COOH$	Ácidoe steárico	Sebod er es
18	$CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$	Ácidoo leico	Aceited eo liva
18	$CH_3(CH_2)_4CH=CHCH_2CH=(CH_2)_7COOH$	Ácidol inoleico	Aceited es oya
18	$CH_3CH_2(CH=CHCH_3(CH_2)COOH$	Ácidol inolénico	Aceitesd ep escado
20	$CH_3(CH_2)_4(CH=CHCH_2)_4CH_2CH_2COOH$	Ácidoa raquidónico	Hígado

†Algunos de los ácidos grasos más comunes se muestran en azul.

*Todosl osd oblese nlacest ienenl ac onfiguracióne is.

Conexión médica
Se ha suscitado una controversia en relación con la margarina y la vegetal, que pueden contener de 10 a 50% de ácidos grasos *trans*. La American Heart Association recomienda reducir la ingesta de grasas saturadas y ácidos grasos *trans*. Las moléculas angulares (configuración *cis*) parecen ser más favorables para la salud humana que las cadenas lineales.

saturados; en cambio, en los aceites vegetales son los componentes insaturados con configuraciones cis los que predominan, aunque hay excepciones. Un *ácido graso saturado* es aquél que no contiene dobles enlaces. Un *ácido graso monoinsaturado* contiene un doble enlace por molécula, y un *ácido graso poliinsaturado* contiene dos o más dobles enlaces.

Una **grasa saturada** es aquélla que contiene una proporción relativamente grande de ácidos grasos saturados. Por ejemplo, el sebo de res se clasifica como grasa saturada, pues es, en promedio, 52% saturada, 44% monoinsaturada y 4% poliinsaturada (Fig. 20.9). Las **grasas poliinsaturadas** (aceites) incorporan principalmente ácidos grasos insaturados.

Figura 20.8 La mantequilla, la margarina, los aceites para cocinar, la manteca vegetal y los alimentos fritos en grasa son ejemplos de sustancias que aportan lípidos en la dieta.

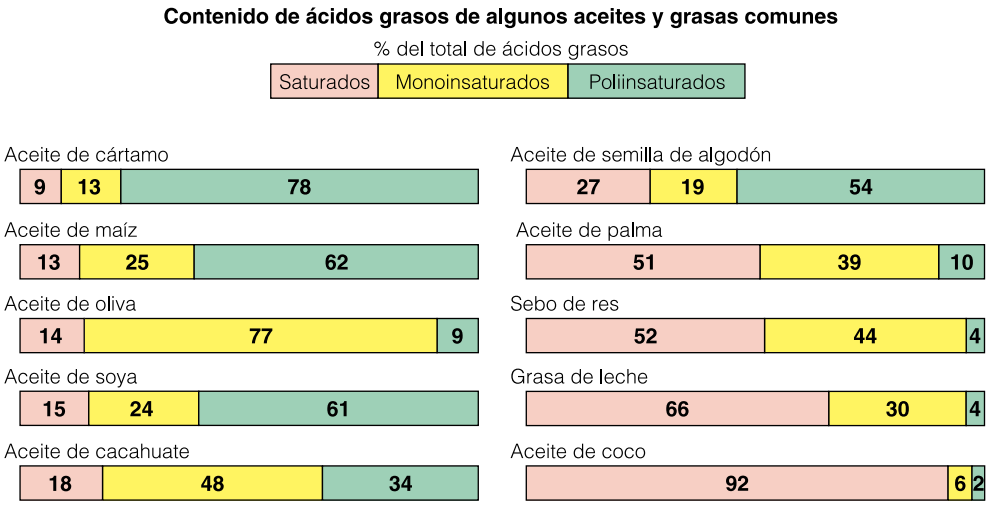


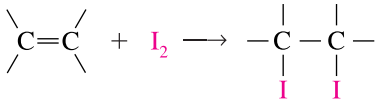
Figura 20.9 Aquí se muestran las variaciones en los porcentajes de ácidos grasos saturados e insaturadosd ec iertosa ceitesy g rasasc omunes.

Por ejemplo, el aceite de maíz es, en promedio, 13% saturado, 25% monoinsaturado y 62%p oliinsaturado.

Hoy en día los nutriólogos destacan el valor de un equilibrio de ácidos grasos omega-3 y omega-6 en la dieta. Los ácidos grasos omega-3 tienen un doble enlace entre los carbonos tercero y cuarto contando a partir del extremo que tiene el grupo —CH_3. Los aceites de pescado son ricos en ácidos grasos omega-3, como el ácido linolénico. Un ácido graso omega-6, como el ácido linoleico, tiene un doble enlace en el sexto carbono a partir del extremo con el —CH_3.

Casi todas las grasas animales son sólidas o semisólidas a temperatura ambiente, en tanto que la mayor parte de los aceites vegetales son líquidos (el aceite de coco es una excepción), pero ambos tienen la misma estructura de triglicérido. La diferencia de punto de fusión se debe a la mayor proporción de ácidos grasos saturados de las grasas animales representativas.

Una medida global de la insaturación de una grasa o aceite es su **índice de yodo**. Recuerda (Sección 19.5) que todos los halógenos se adicionan con facilidad a los átomos de carbono con dobles enlaces. La reacción del yodo con un doble enlace es la siguiente.



El índice de yodo se define como la cantidad en gramos de yodo que consumirían 100 g de la grasa o aceite. Cuantos más dobles enlaces contiene una grasa, tanto más yodo consume durante la reacción de adición. Por consiguiente, un índice de yodo grande indica un alto grado de insaturación. En la tabla 20.2 se muestran los índices de yodo de varias grasas y aceites. En términos generales, las grasas animales como la mantequilla y el sebo tienen valores más pequeños que los aceites vegetales. Una excepción, como ya señalamos, es el aceite de coco.

Las grasas son alimentos ricos en energía, pues rinden alrededor de 9 kcal por gramo. Las grasas que se ingieren en exceso se almacenan en el cuerpo, donde sirven como reservas de energía. Esta grasa almacenada también aisla el cuerpo contra la pérdida de calor y protege órganos vitales contra posibles lesiones al actuar como relleno adicional. Cabe suponer que las grasas almacenadas permitieron a nuestros antepasados sobrevivir en tiempos de escasez. Nuestra capacidad para almacenar grandes cantidades de grasas tiene probablemente un origen genético.

La grasa de la dieta proviene de los productos cárnicos y lácteos, de los aceites y mantecas vegetales y de ciertas semillas y nueces. En términos generales, no más del 30% de

Tabla 20.2 Índices de yodo de algunas grasas y aceites

Grasa o aceite	Índice de yodo
Aceited ec oco	8-10
Mantequilla	25-40
Sebo de res	30-45
Aceited ep alma	37-54
Mantecad ec erdo	45-70
Aceited eo liva	75-95
Aceited ec acahuate	85-100
Aceited es emilla de algodón	100-117
Aceite de maíz	115-130
Aceitesd ep escado	120-180
Aceited es oya	125-140
Aceited ec ártamo	130-140
Aceited eg irasol	130-145
Aceited el inaza	170-205

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Proyecto Mielina

La adrenoleucodistrofia (ALD) es un grupo de desórdenes neurológicos degenerativos, caracterizado por la acumulación de ácidos grasos de cadena muy larga (de 22 y 26 carbonos) en los tejidos y en los fluidos del organismo. Estos ácidos grasos destruyen la cubierta de mielina de las terminaciones nerviosas que permite transmitir mensajes desde el cerebro hasta cualquier otra parte del organismo, lo cual conduce al deterioro físico y mental, ceguera, ataques epilépticos, parálisis y muerte. Es una enfermedad de herencia recesiva provocada por una proteína codificada por un gen situado en el cromosoma X, transmitido por la madre.

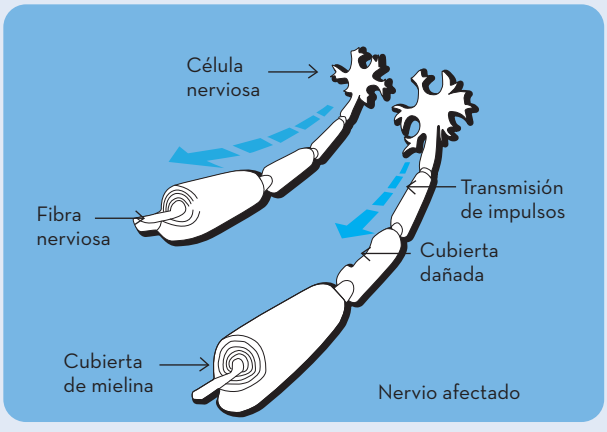
Lorenzo Michael Murphy Odone nació en 1978. Se le diagnosticó con adrenoleucodistrofia infantil cuando tenía sólo cinco años de edad, luego de que mostró graves trastornos mentales como primeros síntomas. Los médicos le pronosticaron dos años de vida.

Los padres de Lorenzo, Augusto y Michaela Odone, no aceptaron este diagnóstico y buscaron cura para la enfermedad. Después de una intensa búsqueda y con el apoyo de Hugo Moser, un médico británico, establecieron un coctel de ácidos grasos formado por cuatro partes de glicerol trioleato y una de glicerol trieruciato [éste es un triglicérido sintético del ácido erúcico, derivado del aceite de colza, purificado y libre de ácidos grasos de cadena larga, que proporciona un producto con un 20% en ácido erúcico (C22:1) y un 80% de ácido oleico (C18:1)] al que llamaron "aceite de Lorenzo". Los Odone encontraron que la ingesta de esa mezcla, aunada a una dieta restringida en ácidos grasos de cadena larga reducía los niveles de ácidos grasos en el plasma de los pacientes afectados por ALD. Con ello lograron que la condición de Lorenzo se volviera estable.

En 2005, Moser demostró estadísticamente que en pacientes con ALD a quienes se les incluyó en su dieta el aceite de Lorenzo los trastornos disminuyeron de forma considerable.

Augusto Odone obtuvo un doctorado honorífico por la Universidad de Stirling gracias a su trabajo. La pareja fundó el Proyecto Mielina para investigar más sobre el ALD y otras enfermedades asociadas.

Finalmente, Lorenzo Odone murió a los 30 años de edad, víctima de una neumonía, es decir, vivió 23 años más de lo diagnosticado. Su historia incluso inspiró la película *Un milagro para Lorenzo,* filmada en 1992.



La cubierta de mielina participa en la conducción de los impulsos nerviosos. En la ALD, la acumulación de ácidos grasos la destruye, generando severos trastornos.

nuestra energía debe provenir de grasas, y éstas deben constar de partes iguales de tres tipos: grasas saturadas, monoinsaturadas y poliinsaturadas. La dieta media de un habitante de Estados Unidos contiene alrededor de 37% de grasas, cifra bastante mayor que la recomendada por la mayoría de las autoridades médicas. El nivel de triglicéridos en la sangree su nr eflejod el osh ábitosd ea limentación.

EJEMPLO 20.2 Lípidos

Identifical as ustanciam áss aturaday l a másı nsaturadad ec adag rupo.

(a) ácidoo leico,á cidol inoleico,á cidop almítico

(b) aceite de soya, aceite de cacahuate, aceite de coco, aceite de oliva

SOLUCIÓN

(a) El ácido palmítico es saturado. De los tres, el ácido linoleico es el más insaturado, puest iened osd oblese nlaces.

(b) Consulta los índices de yodo en la tabla 20.2. De las cuatro sustancias, el aceite de coco es el más saturado y el aceite de soya es el más insaturado.

EJERCICIO 20.2

Véansel osp roblemas 20.17 y 20.27.

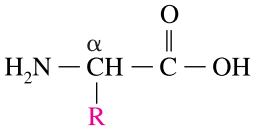
(a) Explica la diferencia entre los ácidos grasos y las grasas (lípidos). Explica la diferencia entre las grasas y los aceites.

(b) Explica la diferencia entre los ácidos grasos omega-3 y omega-6. Escribe el nombre de uno de cada tipo.

20.3 Aminoácidos y proteínas

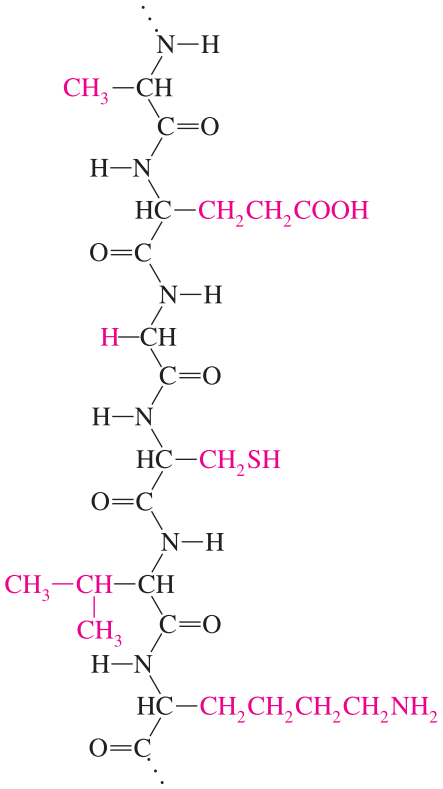
La tercera clase de alimentos, las proteínas, son el componente fundamental de todos los seres vivos. Ninguna parte del cuerpo humano, o de cualquier célula viva, carece de proteínas. Hay proteínas en la sangre, en los músculos, en el cerebro e incluso en el esmalte de los dientes. Los organismos celulares más pequeños, las bacterias, contienen proteínas. Cada tipo de célula elabora las proteínas que le son propias. Las proteínas sirven como materiales estructurales en el tejido muscular y óseo. Por ejemplo, la seda, la lana, las uñas, las garras, las plumas, los cuernos y las pezuñas son proteínas. En la figura 20.10 se muestra la estructura de un segmento corto de una molécula de proteína representativa.

Las **proteínas** son copolímeros de alrededor de 20 **aminoácidos** distintos unidos por enlaces peptídicos. La tabla 20.3 presenta una lista de estos aminoácidos. Cada aminoácido tiene dos grupos funcionales: un grupo carboxilo, —COOH, y un grupo amino, —NH_2, que está en el carbono vecino al grupo carboxilo. Este carbono se identifica como el carbono alfa (α). Todos los aminoácidos de origen natural son alfa-aminoácidos.



La identidad de un aminoácido en particular está determinada por el grupo específico, simbolizado por —R, unido al átomo de carbono que tiene el grupo amino.

La fórmula general indicada en el párrafo precedente es correcta sólo en parte. Aunque indica el átomo de carbono correcto al que están unidos los grupos funcionales, los grupos amino y los grupos carboxilo no coexisten en las formas que se muestran. El grupo carboxilo, que es ácido, reacciona con el grupo amino, de carácter básico. Cuando estos dos



(a)

(b)

Figura 20.10 (a)F órmula estructurald eu ns egmentod e unam oléculad ep roteína. (b)M odelod es emiesferas dels egmentod eu nap roteína.

Tabla 20.3 Algunos aminoácidos representativos

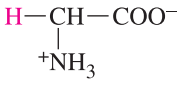
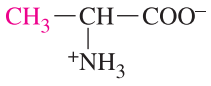
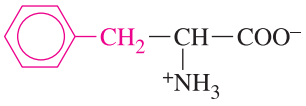
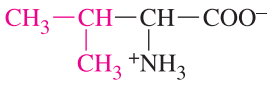
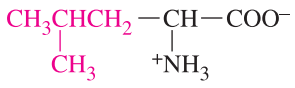
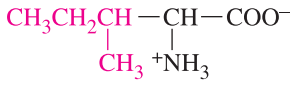
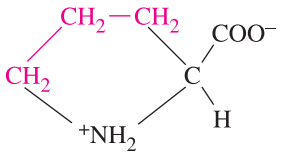
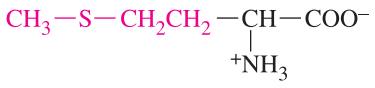
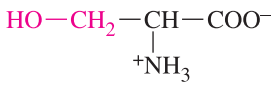
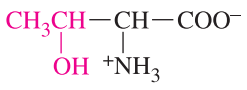
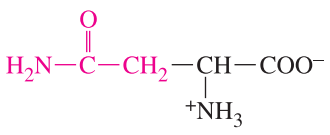
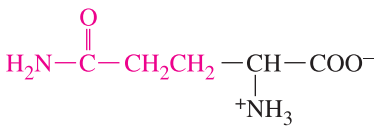
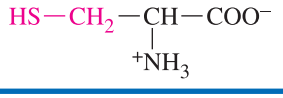
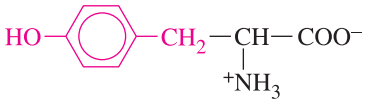
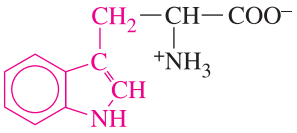
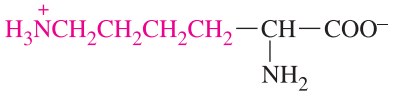
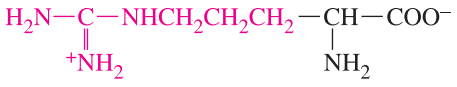
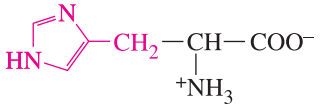
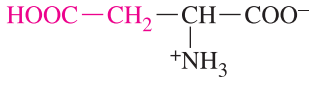
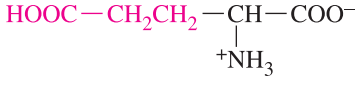
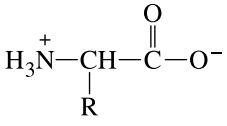
Nombre	Abreviatura	Esencial	Estructura
Glicina	Gly	No	
Alanina	Ala	No	
Fenilalanina	Phe	Sí	
Valina	Val	Sí	
Leucina	Leu	Sí	
Isoleucina	Ile	Sí	
Prolina	Pro	No	
Metionina	Met	Sí	
Serina	Ser	No	
Treonina	Thr	Sí	
Asparagina	Asn	No	
Glutamina	Gln	No	
Cisteína	Cys	No	

Tabla 20.3 (Continuación)

Nombre	Abreviatura	Esencial	Estructura
Tirosina	Tyr	No	
Triptófano	Trp	Sí	
Lisina	Lys	Sí	
Arginina	Arg	*	
Histidina	His	†	
Ácido aspártico	Asp	No	
Ácido glutámico	Glu	No	

*Esencial para los niños en crecimiento pero no para los adultos.
†Esencial para los niños pequeños.

grupos funcionales interactúan, el grupo ácido transfiere un protón a la base. El producto resultante es una sal interna, llamado ion dipolo; es decir, un compuesto en el que el anión y el catión pertenecen a una misma molécula.



Un ion dipolo

Aminoácidos esenciales

El cuerpo humano no es capaz de sintetizar ocho de los aminoácidos que necesita para elaborar proteínas. Esos ocho (Tabla 20.3) se conocen como **aminoácidos esenciales**, y es preciso obtenerlos de la dieta. Ingerimos proteínas, nuestro cuerpo las hidroliza en los aminoácidos que las constituyen, y luego utiliza algunos de estos aminoácidos para construiro trasp roteínas.

La mayor parte de las proteínas de origen vegetal presentan deficiencia de uno o más de los aminoácidos esenciales. Por ejemplo, la proteína de maíz carece de lisina y triptófano. Las personas cuya dieta se compone principalmente de maíz pueden sufrir desnutrición debido a la escasez de estos aminoácidos. A las proteínas del trigo y del arroz les hace falta lisina y treonina. Casi todos los frijoles, a excepción de la soya, carecen de metionina y valina. En cambio, casi todas las proteínas de origen animal contienen cantidades adecuadas de todos los aminoácidos esenciales. Una persona necesita diariamente alrededor de 0.8 g de proteína por kilogramo de peso corporal. La deficiencia de proteínaso riginar etardot antof ísicoc omom ental.

Conexión con el aprendizaje

Al maíz le hace falta
- lisina
- triptófano

Al arroz y al trigo les hace falta
- isina
- treonina

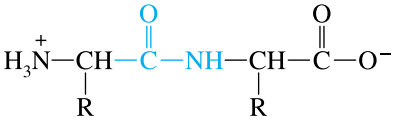
A casi todos los frijoles les hace falta
- metionina
- valina

Conexión médica

Los frijoles y el arroz, si se comen juntos, suministran todos los aminoácidos esenciales. Se les conoce como *proteínas complementarias*.

Enlaces peptídicos

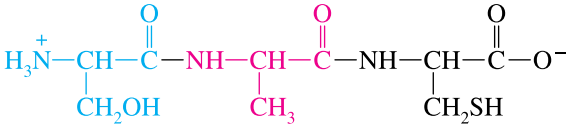
El cuerpo humano contiene alrededor de 30 000 proteínas diferentes. Cada persona tiene su propio conjunto de estas moléculas hecho a la medida. Las proteínas son poliamidas. Los enlaces de amida pueden formarse a partir de diversos ácidos y aminas, pero cuando un enlace amida, —CONH—, une dos aminoácidos, se tiene un **enlace peptídico**.



Enlace peptídico

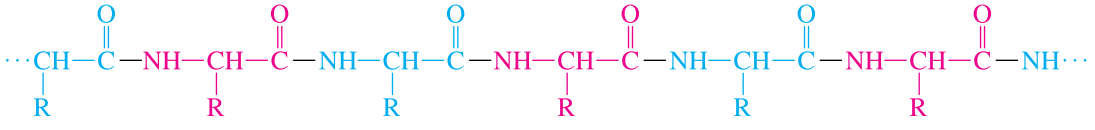
El grupo amina del extremo izquierdo y el grupo carboxilo de la derecha pueden reaccionar con otros aminoácidos. Cuando sólo se unen dos aminoácidos, el producto es un *dipéptido*. Cuando se combinan tres aminoácidos, el producto es un *tripéptido*.

Conexión con el mundo real
NutraSweet[MR], el edulcorante artificial, es aspartamo, el éster metílico del dipéptido formado por dos aminoácidos: ácido aspártico y fenilalanina.



Serilalanilcisteína
(un tripéptido)

Una cadena de 10 o más aminoácidos es un **polipéptido**. Si el peso molecular del polipéptido es mayor de 10 000, se le llama **proteína**. La estructura que sigue representa tanto un polipéptido como una proteína.



Para que los péptidos y las proteínas tengan actividad fisiológica, no basta con que estén constituidos por un cierto número de aminoácidos específicos. El orden o *secuencia* en el que los aminoácidos están unidos también tiene una importancia crítica.

Cuando los científicos describen péptidos y proteínas, les resulta más sencillo emplear abreviaturas de tres letras para representar los aminoácidos (Tabla 20.3). Por ejemplo, la secuencia de la serilalanilcisteína se escribe Ser-Ala-Cys. En este sistema de abreviaturas se sobreentiende que el péptido está dispuesto con el grupo amino libre a la izquierda y el grupo carboxilo a la derecha.

A medida que la longitud de una cadena peptídica aumenta, las variaciones posibles de la secuencia se tornan casi infinitas, y este potencial de muchos ordenamientos distintos es exactamente lo que se necesita en un material que ha de formar estructuras tan diversas como cabello, piel, ojos, uñas, ciertas hormonas y miles de enzimas diferentes.

Conexión médica
Se ha descubierto que dos péptidos en el hipotálamo del encéfalo influyen en el apetito y el hambre de las ratas (1998). ¿Esto podría dar origen a la creación de nuevos fármacos para reducir el apetito?

En comparación, considera los millones de palabras distintas que se pueden construir con el abecedario castellano de 28 letras. También se pueden formar millones de proteínas distintas con 20 aminoácidos. Más aún, de igual modo que se puede escribir tonterías sin sentido con el abecedario, es posible construir proteínas no funcionales formando una secuencia errónea de aminoácidos. En ocasiones una proteína con uno o dos aminoácidos en el orden incorrecto continúa funcionando, del mismo modo que se puede "leer" un "enunciado" aunque contenga un error de ortografía. En otros casos, un cambio que en apariencia es insignificante puede tener un efecto desastroso. La hemoglobina de algunas personas tiene un aminoácido incorrecto entre alrededor de 300 que forman a la proteína.

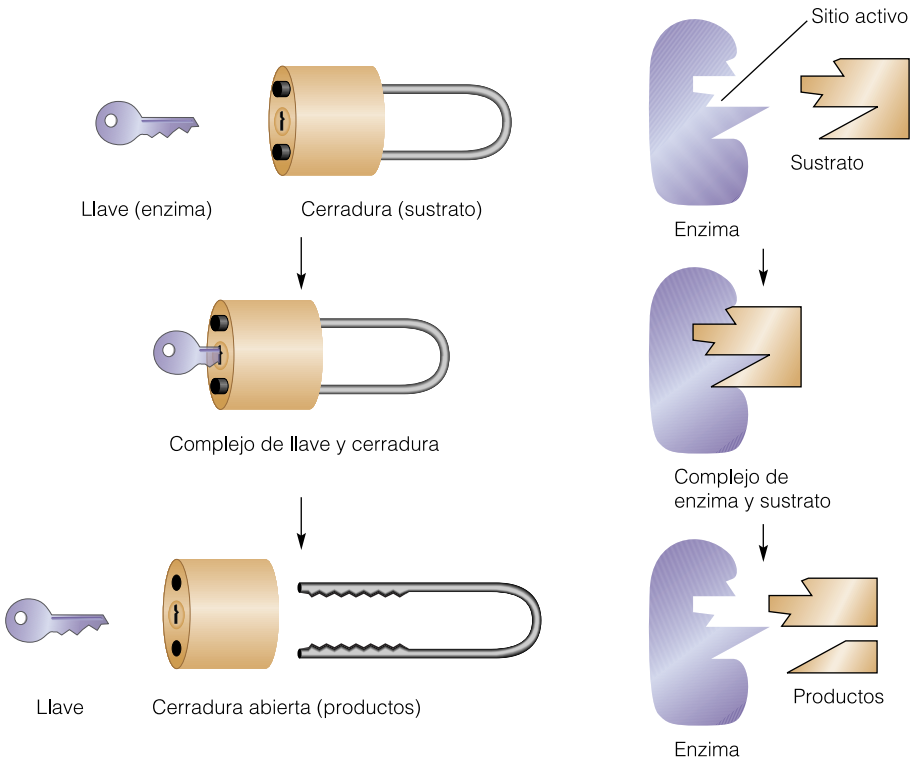


Figura 20.11 Aquís er epresenta el modelo de llave y cerradura de la acción nzimática.O trom odelo, conocidoc omod e *ajustei nducido*, explica los casos en que las formas del sustrato y el sitio activo no son perfectamentec omplementarios,y el sitio activo se adapta para ajustarse al sustrato, como un guante que se moldeap araa justarsea l am ano.

A este error "insignificante" se debe la anemia de células falciformes, un trastorno hereditario que por lo regular es mortal.

Lo que se ha descrito hasta este punto es la secuencia de aminoácidos, que se conoce como la **estructura primaria** de una proteína. Para que una proteína funcione como es debido, no basta con que tenga la estructura primaria correcta; también la forma global de la proteína debe ser la apropiada. Las cadenas de ciertas proteínas tienden a enroscarse como el cordón de un auricular telefónico, y esta forma se conserva en virtud de la formación de puentes de hidrógeno. Esta forma, que se describe como helicoidal, es el tipo de **estructura secundaria** que está presente en la lana. En la seda, la estructura secundaria forma lo que se conoce como una disposición de láminas plegadas. La forma general global que la proteína adopta al doblarse sobre sí misma, como un plato de espagueti, es su **estructura terciaria**. Se podría decir que, por lo que toca a las proteínas, lo importante no es sólo su estructura, sino también su acomodo en el espacio.

Conexión con el aprendizaje
Los **puentes de hidrógeno** se estudiaron en las secciones 8.14 y 13.2.

Linus Pauling, conocido por los puentes de hidrógeno, y R. B. Corey propusieron las estructuras secundarias helicoidal y de láminas plegadas de las proteínas.

Enzimas

Ciertas proteínas llamadas **enzimas** actúan como catalizadores biológicos. Con pesos moleculares del orden de 10^4 a 10^6 uma, las enzimas multiplican las velocidades de reacción por factores de 10^6 a 10^{12}, lo que permite que se lleven a cabo a la temperatura corporal reacciones que de otro modo no serían posibles. La acción de las enzimas suele describirse en términos de un modelo de llave y cerradura (Fig. 20.11). La enzima para una reacción en particular debe ajustar con precisión a la molécula sobre la cual actúa; por ejemplo, las enzimas que hidrolizan el almidón a glucosa no se ajustan en la molécula de celulosa.

Conexión médica
La fenilcetonuria, PKU (por sus siglas en inglés), es una enfermedad hereditaria de los niños que nacen sin la enzima que digiere el aminoácido fenilalanina. Para evitar que los niños con PKU sufran daño cerebral, se debe restringir el contenido de fenilalanina en la dieta.

EJEMPLO 20.3 Aminoácidos y proteínas

Clasifica las sustancias siguientes: una enzima compuesta de 129 aminoácidos, seda, lana,G ly-Phe-Val,á cidoe steárico,á cidoa spárticoy l isina.

SOLUCIÓN La enzima, la seda y la lana son proteínas. Gly-Phe-Val es un tripéptido. El ácidoe steáricoe su ná cidog raso.E lá cidoa spárticoy l al isinas ona minoácidos.

Véanse los problemas 20.29-20.38.

EJERCICIO 20.3

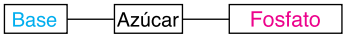
(a) Escribel osn ombresd el oso choa minoácidose senciales.

(b) Explical ad iferenciae ntrel ase structurasp rimariay s ecundariad el asp roteínas.

20.4 Ácidos nucleicos

Toda célula viva contiene ciertos compuestos complejos conocidos como **ácidos nucleicos**, los cuales constituyen los centros de información y control de la célula. En realidad hay dos tipos de ácidos nucleicos: el **ácido desoxirribonucleico** (DNA, por sus siglas en inglés) se encuentra principalmente en el núcleo de la célula; el **ácido ribonucleico** (RNA, por sus siglas en inglés) está presente en toda la célula. Los ácidos nucleicos de ambos tipos son largas cadenas de unidades que se repiten y que se llaman *nucleótidos*.

Un **nucleótido** consta de tres partes: un azúcar (ribosa o desoxirribosa), una amina heterocíclica básica y una unidad de fosfato. La secuencia es



A continuación se describirá cada parte. El azúcar puede ser ribosa, presente en el RNA, o desoxirribosa, cuando se trata del DNA. Como se muestra en la Fig. 20.12, la única diferencia estructural entre las dos pentosas se localiza en el carbono número 2, donde la desoxirribosa no tiene un átomo de oxígeno que está presente en la ribosa.

Para visualizar la construcción de la estructura de un ácido nucleico, imagina que inicias con la ribosa o la desoxirribosa como unidad de azúcar. A continuación, sustituye el grupo hidroxilo del carbono número 1 por una de las cinco aminas heterocíclicas básicas que se muestran en la Fig. 20.13. Dos de las cinco bases tiene dos anillos fusionados, y son bases de purina o púricas. Tres de las bases tienen anillos heterocíclicos sencillos; se trata de las bases de pirimidina o pirimídinicas. (Lee el pie de la Fig. 20.14.)

La tercera parte de un nucleótido es un éster de fosfato presente en el quinto carbono de la unidad de azúcar. El monofosfato de adenosina (AMP, por sus siglas en inglés),

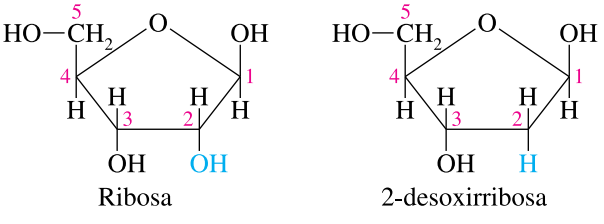
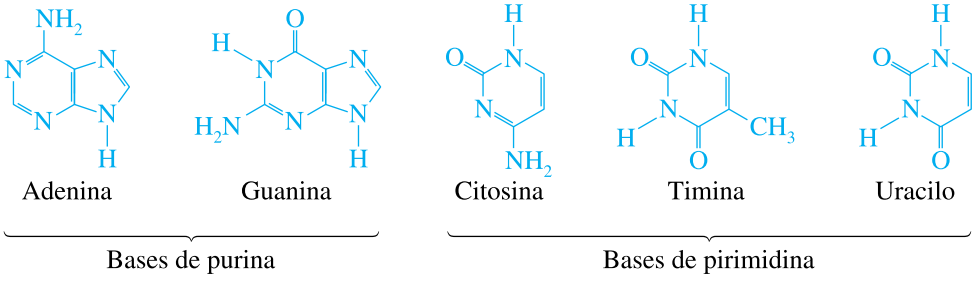


Figura 20.12 La ribosa y la desoxirribosas onl asd osu nidades dela zúcarp entosa presentese ne l RNAy e lD NA,r espectivamente. Observa que la estructura de los dos azúcarese ss imilar,e xceptoe ne l carbonon úmero2 .

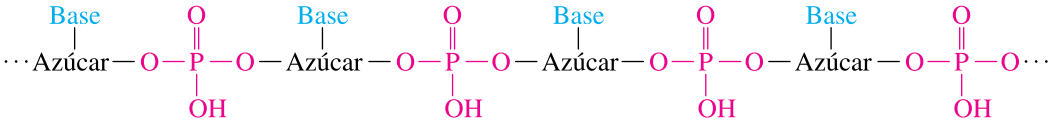
Figura 20.13 Lasc incoa minash eterocíclicasb ásicas presentese nl osá cidosn ucleicos. La adenina, la guanina y la citosina se encuentran tanto en el DNA como en el RNA. La timina está presente sólo en el DNA, y el uracilo, sólo en el RNA.



que se muestra en la Fig. 20.15, es un nucleótido representativo. En el AMP, la base es adenina, y el azúcar, ribosa. La adición de otros dos fosfatos produce el trifosfato de adenosina (ATP, por sus siglas en inglés), una importante molécula de gran contenido energético.

Los nucleótidos se unen unos con otros por medio del grupo fosfato para formar cadenas de ácidos nucleicos. El proceso se repite hasta construir una larga cadena de ácido nucleico, como se representa en la Fig. 20.16. Observa que el esqueleto de la cadena se compone de unidades de fosfato y de azúcar alternadas. Las bases heterocíclicas sobresalen como ramificaciones de este esqueleto en cada unidad de azúcar.

El Premio Nobel de Química de 1997 fue otorgado a tres investigadores por sus descubrimientos en relación con la forma en que se efectúa la síntesis de ATP en el cuerpo humano. Este premio de un millón de dólares fue compartido por Paul Boyer (Estados Unidos), John Walker (Gran Bretaña) y Jens Skou (Dinamarca).



Como ya se dijo, el azúcar del DNA es desoxirribosa; en cambio, en el RNA el azúcar es ribosa. Las bases del DNA son adenina, guanina, citosina y timina. Las del RNA son adenina, guanina, citosina y uracilo (Tabla 20.4).

Una característica muy importante de las moléculas de DNA o RNA es la *secuencia* de las cuatro bases a lo largo de la cadena. Estas moléculas son enormes, con millones de nucleótidos y con pesos moleculares del orden de miles de millones en el caso del DNA de los mamíferos. A lo largo de estas grandes cadenas, las cuatro bases se pueden ordenar conforme a secuencias prácticamente infinitas. Ésta es una característica crucial de las moléculas de DNA y RNA, porque es la secuencia de bases lo que permite almacenar la enorme cantidad de información que se necesita para construir organismos vivos.

Figura 20.14 El Premio Nobel de Fisiología o Medicina de 1988 fue otorgado a la neoyorquina Gertrude B. Elion, así como a G. Hitchings y a J. Black (no aparecen en la fotografía) por su trabajo sobre la química de las purinas y pirimidinas, el metabolismo de las purinas en las bacterias y la química de los fármacos antivirales y contra el cáncer.

La doble hélice

Son numerosos los experimentos que se idearon para sondear la estructura del DNA. Ya para 1950 estaba muy claro que quien la determinara se haría acreedor a un premio Nobel. No obstante que muchos investigadores muy respetados trabajaron en el problema, fue un equipo de dos científicos relativamente poco conocidos el que realizó este descubrimiento. En 1953, el biólogo estadounidense James D. Watson y el físico británico Fancis Crick

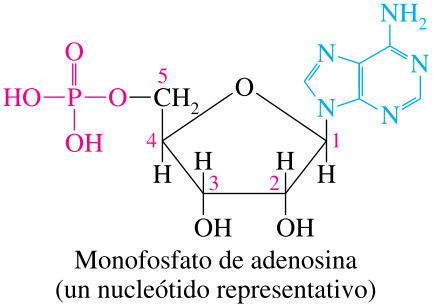


Figura 20.15 Elm onofosfatod e adenosina, AMP,e su nn ucleótido representativo.L ab ase(adenina)s em uestrae n azul, y el grupo fosfato, en rojo.

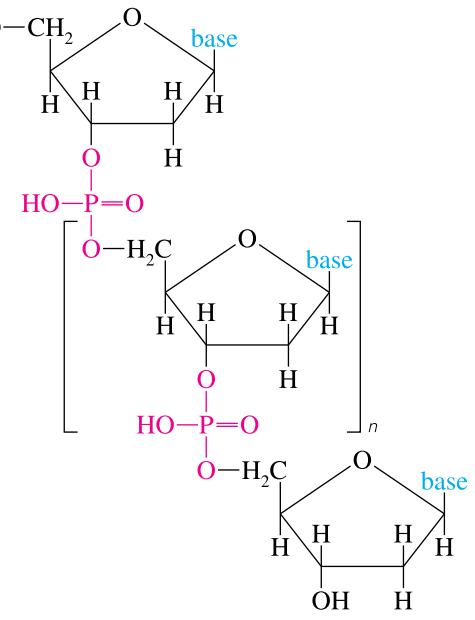


Figura 20.16 Esqueletod e unam oléculad eá cido desoxirribonucleico,D NA. La *n* indica que la unidad se repitem uchasv eces.

Figura 20.17 JamesD . Watsony FrancisC rick,d escubridoresd el modelod ed obleh éliced elD NA.

Tabla 20.4 Componentes del DNA y el RNA

	DNA	RNA
Basesd ep urina	Adenina	Adenina
	Guanina	Guanina
Basesd ep irimidina	Citosina	Citosina
	Timina	Uracilo
Azúcarp entosa	Desoxirribosa	Ribosa
Ácidoi norgánico	Ácidof osfórico	Ácidof osfórico

Conexión con el aprendizaje
Otra faceta de la historia: la doble hélice del DNA quedó por primera vez de manifiesto en la fotografía de difracción de rayos X tomada por la fisicoquímica británica Rosalind Franklin, pero ella nunca recibió el crédito que merecía por tomar la fotografía. Cuando Watson echó un vistazo disimulado a la fotografía en 1953, según afirma, "mi pulso se aceleró de inmediato", pues sabía que tenían la respuesta: una doble hélice.

(Fig. 20.17) llevaron a cabo su ahora famoso descubrimiento de que el DNA debía estar compuesto de una estructura helicoidal alfa de doble cadena, con las dos hélices enroscadas una en torno a la otra torciéndose hacia la derecha. El esqueleto de fosfato y azúcar de las cadenas poliméricas conforma la parte externa de la estructura y le confiere una apariencia de escalera en espiral. Las aminas heterocíclicas se encuentran apareadas en el interior, con la guanina siempre frente a la citosina y la adenina siempre frente a la timina. Siguiendo la analogía de la escalera, estos pares de bases son los escalones (Fig. 20.18).

¿Por qué se aparean las bases de acuerdo con esta regla: siempre A (adenina) con T (timina) y T con A, siempre G (guanina) con C (citosina) y C con G? La respuesta son los puentes de hidrógeno y un diseño molecular en verdad elegante. La Fig. 20.19 muestra los dos conjuntos de pares de bases. Conviene advertir dos cosas. La primera es que una pirimidina, la estructura con un anillo heterocíclico sencillo, se aparea con una purina, que tiene dos anillos heterocíclicos, y las longitudes totales de ambos pares son idénticas (1.085 nm).

El segundo punto que se debe advertir en la Fig. 20.19 es la formación de puentes de hidrógeno entre las bases de cada par. Cuando la guanina se aparea con citosina, se pueden formar tres puentes de hidrógeno entre las bases. Ningún otro apareamiento de una pirimidina con una purina permite una interacción tan extensa. De hecho, en la combina-

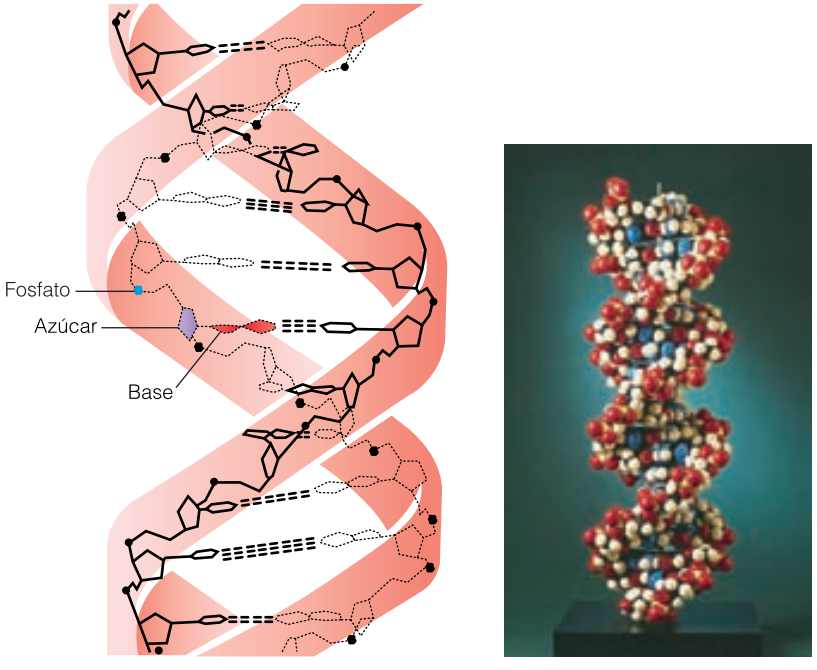


Figura 20.18 (a)R epresentación esquematizadad el ad oble hélice del DNA. (b) Modelo de lam oléculad eD NA.

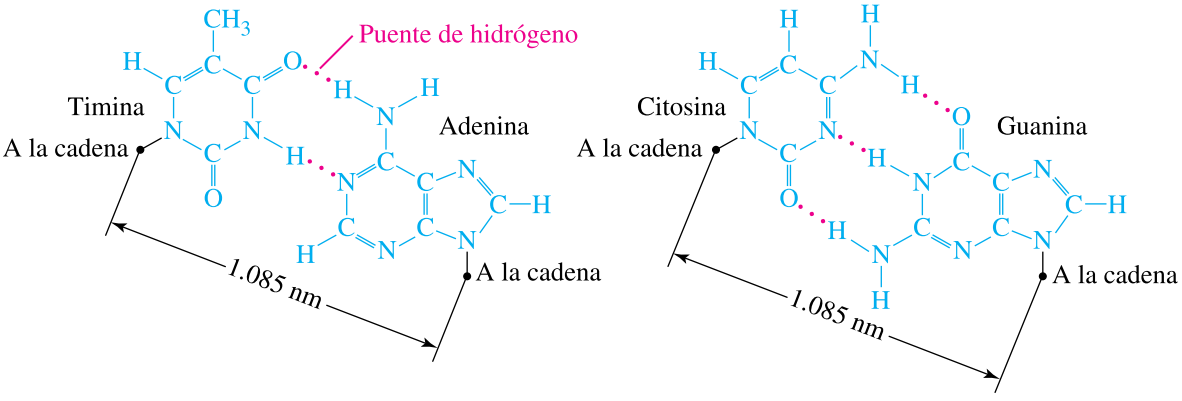


Figura 20.19 Apareamiento de bases en la doble hélice de DNA.

ción que se muestra en la Fig. 20.19 ambos pares de bases encajan como una cerradura y su llave.

Watson y Crick se hicieron acreedores al premio Nobel de 1962 por haber descubierto, en palabras de Crick, "el secreto de la vida". La estructura propuesta por estos científicos fue aceptada casi de inmediato por científicos de todo el mundo porque daba respuesta a numerosas preguntas de gran trascendencia. Explica cómo pueden las células dividirse sin dejar de funcionar, cómo se transmiten los datos genéticos a las nuevas generaciones, e incluso cómo se construyen proteínas de acuerdo con las especificaciones necesarias. Todo depende del apareamiento de las bases.

RNA y síntesis de proteínas

A diferencia del DNA, las moléculas del RNA consisten en cadenas sencillas del ácido nucleico. Hay cierto apareamiento interno (intramolecular) de las bases en las secciones donde la molécula se pliega sobre sí misma en una forma de doble hélice (Fig. 20.20). La información contenida en una de las cadenas del DNA del núcleo debe ser transmitida al citoplasma para que se actúe con base en ella. Mediante un proceso conocido como **transcripción**, el DNA trasfiere su información a un tipo especial de RNA llamado *RNA mensajero* (RNAm). La secuencia de bases del DNA especifica la secuencia de bases del RNAm . Por ejemplo, la timina del DNA demanda adenina en el RNAm , la citosina especifica guanina, y así sucesivamente. La relación entre el DNA y el RNA es como la de un molde de caucho con el que se elaboran objetos de cerámica; los "contornos" del RNA que se forma deben ser complementarios con respecto a los del DNA, que es el "molde".

La secuencia de bases del RNA mensajero especifica la secuencia de aminoácidos de la proteína. Cada conjunto de tres bases consecutivas especifica un aminoácido en particular. En el citoplasma que rodea al RNAm flotan moléculas de *RNA* de *transferencia* (RNAt), cada una de las cuales porta su propio tipo de aminoácido. El lugar concreto donde se realiza la síntesis de proteínas es un ribosoma que se compone de RNA *ribosomal* (RNAr) y proteína. El proceso se ha descrito de forma simplificada, pero muestra que la función del RNA consiste en dirigir la construcción de una proteína específica de acuerdo con la información que el DNA contiene.

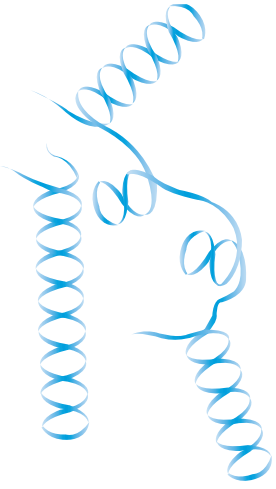


Figura 20.20 El RNA se presentae nf ormad ec adenas individualesq uef ormans egmentos ded obleh élicep ora pareamiento internod eb ases.

EJEMPLO 20.4 Ácidos nucleicos

¿Qué es el DNA? ¿Cómo se clasifica? Menciona las tres partes de que se compone el DNA. Describe la estructura secundaria del DNA; ¿cómo se conserva?

SOLUCIÓN El DNA es ácido desoxirribonucleico. Se clasifica como un ácido nucleico, que es un polímero de nucleótidos. Cada nucleótido del DNA tiene una amina heterocíclica básica, desoxirribosa y una unidad de fosfato. La estructura secundaria del DNA es una

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Ingeniería genética

Más de 3000 enfermedades humanas tienen un componente genético. Los investigadores han vinculado genes específicos con enfermedades también específicas. Ahora, la capacidad de utilizar esta información para diagnosticar y curar enfermedades genéticas parece hallarse a nuestro alcance. Estableciendo la ubicación de ciertos genes en la molécula de DNA, los científicos han conseguido identificar y aislar genes que tienen una función específica. Por ejemplo, en 1989 un equipo de investigación estadounidense-canadiense identificó el gen causante de la fibrosis quística, la enfermedad genética mortal más común en América del Norte. El siguiente paso consistirá en que los químicos identifiquen la proteína que se supone fabrica este gen.

En 2001, los investigadores completaron la tarea de establecer la secuencia del genoma humano, y encontraron que el ser humano tiene entre 30 000 y 40 000 genes menos de lo estimado. Aislar un gen defectuoso, relacionado con una enfermedad genética en particular, es muy difícil, pero existen nuevos métodos de detección que permiten obtener segmentos de DNA con los que es más fácil trabajar. Si la distribución del DNA de una persona coincide con la de un pariente con una enfermedad genética, puede ser que la persona llegue a padecer la enfermedad. De este modo es posible identificar e incluso prevenir la incidencia de una enfermedad genética.

Una esperanza futura de la ingeniería genética consiste en la posibilidad de corregir la acción de un gen defectuoso introduciendo un gen en buenas condiciones de funcionamiento en las células de una persona. Mediante la aplicación de la tecnología de DNA recombinante (DNAr), hoy en día es posible colocar un gen de un organismo en el material genético de otro. Primero es necesario identificar, aislar y colocar el gen en un fragmento individual de DNA. El DNA recombinado se transfiere entonces a una bacteria u otro organismo idóneo. El paso final, llamado clonación, permite obtener muchas copias de la bacteria modificada, capaces de producir cantidades relativamente grandes de la proteína cuyo código está en el gen.

Trabajando en sentido inverso a partir de la secuencia de aminoácidos de la proteína, los científicos pueden dilucidar la secuencia de bases del gen que contiene el código de la proteína. Ya se fabrican muchos materiales valiosos aplicando la tecnología de DNAr. Antes, los pacientes de diabetes tenían que utilizar insulina de cerdos o ganado. Ahora se produce insulina humana, una proteína cuyo código está en el DNA humano, por medio de la maquinaria celular de bacterias. Los diabéticos dependientes de insulina a los que se ha diagnosticado recientemente la enfermedad en Estados Unidos se tratan ahora con insulina humana producida mediante DNAr.

El investigador que se muestra aquí está estudiando los genes humanos usando la secuencia del ADN.

La hormona del crecimiento humana, que se emplea para tratar a los niños que no crecen como es debido, se obtiene ahora con facilidad mediante la tecnología de DNAr. Esta tecnología ha permitido a los científicos crear cultivos modificados por ingeniería genética que producen alimentos más saludables, nuevos medicamentos e incluso vasos sanguíneos de repuesto cultivados a partir de células del propio paciente. No obstante, la opinión pública se muestra preocupada por potenciales desastres que la investigación de este tipo pudiese provocar. Se han instituido pautas estrictas para la investigación con DNA recombinante.

El nuevo campo de la genética molecular ha aportado algunos logros impresionantes. Las posibilidades para el futuro son abrumadoras: nuevas vacunas, eliminación de defectos genéticos, una cura para el cáncer, mayor inteligencia, etc. El conocimiento confiere poder, pero no necesariamente proporciona sabiduría. ¿Quién decidirá qué clase de criatura debería ser la especie humana? El problema más grande que la humanidad quizá tendrá que enfrentar al utilizar la bioingeniería será el de decidir quién desempeñará el papel de Dios con el nuevo "secreto de la vida".

hélice de doble cadena. La formación de puentes de hidrógeno entre las aminas heterocíclica básicas (guanina con citosina y adenina con timina) mantiene las hélices enroscadas una en torno de la otra.

Véanse los problemas 20.39-20.44

EJERCICIO 20.4

(a) De las cuatro bases del DNA, ¿por qué la adenina siempre se aparea con timina, y noc onc itosinan ig uanina?

(b) Menciona los nombres de las bases pirimidínicas y de los azúcares que son diferentes en el DNA y el RNA.

20.5 Algunas vitaminas y hormonas

Las **vitaminas** son compuestos orgánicos específicos que es necesario incluir en la dieta para el buen funcionamiento del organismo, pues no se sintetizan en éste. Más aún, la ausencia o escasez de una vitamina da por resultado una enfermedad por deficiencia vitamínica. En la tabla 20.5 se muestran algunas de las vitaminas, su estructura, fuentes y síntomasd ed eficiencia.

El papel de las vitaminas en la prevención de enfermedades por deficiencia ha quedado bien establecido. En años recientes se han recomendado dosis masivas de ciertas vitaminas para prevenir o curar padecimientos tan variados como el resfriado común y la esquizofrenia. Este tipo de tratamiento se conoce como terapia megavitamínica.

Como se ve en la tabla 20.5, las vitaminas no comparten una estructura química común. No obstante, es posible dividirlas en dos categorías amplias: las **vitaminas solubles en grasas** (liposolubles), que incluyen la A, D, E y K, y las **vitaminas solubles en agua** (hidrosolubles), constituidas por el complejo B y la vitamina C. (Fig. 20.21.) Las vitaminas solubles en grasas son moléculas no polares. En cambio, una molécula de vitamina soluble en agua contiene una proporción mayor de los átomos electronegativos, oxígeno y nitrógeno. Estos átomos participan en la formación de puentes de hidrógeno, lo que explica la solubilidad en agua de estas vitaminas.

Las vitaminas liposolubles se disuelven en los tejidos grasos del cuerpo, donde se guardan reservas de estas vitaminas para su uso futuro. Por ejemplo, si tiene una dieta adecuada, un adulto puede almacenar una provisión de vitamina A suficiente para varios años. Si la dieta llega a ser deficiente en vitamina A, estas reservas se movilizan para utilizarlas. Por otra parte, un niño pequeño que no ha tenido oportunidad de acumular una reserva de la vitamina muestra muy pronto los síntomas de la deficiencia. Muchos niños de los países en vías de desarrollo pierden la vista permanentemente por una deficiencia de vitamina A. El personal de sanidad de estos países suele llevar consigo soluciones inyectables de esta vitamina para administrar tratamiento de emergencia.

Debido a que las vitaminas liposolubles se almacenan de forma eficiente en el cuerpo, las sobredosis de estas vitaminas tienen efectos adversos. Un gran exceso de vitamina A provoca irritabilidad, resequedad de la piel y una sensación de presión dentro de la cabeza. Las dosis masivas de esta vitamina administradas a ratas embarazadas dieron como resultado crías con malformaciones. La vitamina D, como la A, es soluble en grasas. Demasiada vitamina D produce dolor en los huesos, náusea, diarrea y pérdida de peso. Las cantidades de ambas vitaminas, A y D, presentes en preparaciones que se venden sin receta médica están reguladas por la Administración de Alimentos y Fármacos de Estados Unidos. En cambio, el riesgo de almacenar las vitaminas E y K, otras dos vitaminas liposolubles, es muy reducido porque se metabolizan y se excretan.

La capacidad del organismo para almacenar vitaminas hidrosolubles es limitada. Es necesario tomar estas vitaminas a intervalos frecuentes porque el organismo excreta las cantidades en exceso de lo que puede utilizar de inmediato. Cuando se cocinan verduras en agua, y ésta se desecha, se pierde una parte apreciable del contenido vitamínico. Literalmente, se tiran al caño las vitaminas solubles en agua.

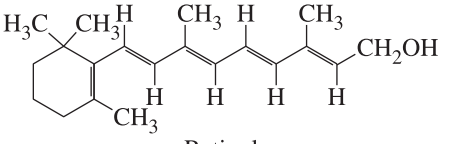
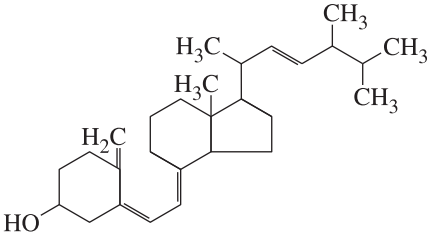
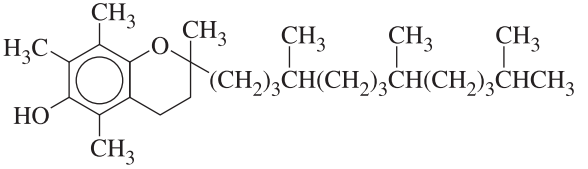
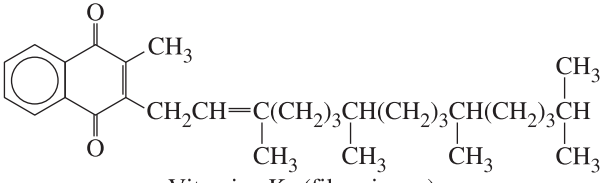
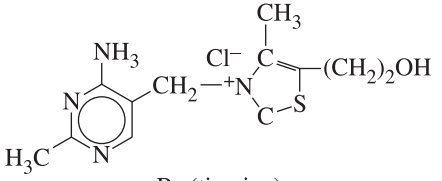
La tabla 20.5 muestra los nombres de varias enfermedades por deficiencia vitamínica. Por ejemplo, la vitamina D es necesaria para el crecimiento normal de huesos y dientes. Una deficiencia de esta vitamina produce **raquitismo**. Este trastorno se caracteriza por la presencia de piernas arqueadas y crecimiento nudoso de los huesos donde las costillas se unen al esternón.

En la década de 1870 a 1880, los marineros de la recién creada Armada Japonesa contrajeron una enfermedad que produce invalidez: el **beriberi**. Este padecimiento paraliza las piernas, afecta el corazón y se acompaña de pérdida de apetito y trastornos digestivos. La dieta de arroz sin cascarilla de los marineros era deficiente en vitamina B_1. Tiempo después se supo que la cascarilla del grano de arroz contiene vitaminas B, y especialmente vitamina B_1.

Figura 20.21 Lasl imas, limonesy o trosf rutosc ítricoss on ricose nv itaminaC .E lc irujanod e laa rmadae scocesaJ amesL ind demostróq ues ep odíap revenire l escorbutoc omiendof rutaf resca,q ue contienev itaminaC ,y l asl imasy limoness ec onservanm ejorq ue cualquier otra fruta a bordo de los barcosc arentesd e refrigeración. Debidoa q uel osm arineros británicosc omíanu noo d os limonesc ada día,s el esc onocía como‘ comelimones”o “ limeys”.

Conexión con el mundo real
Precaución: A diferencia de los medicamentos, los complementos alimenticios no requieren ser evaluados por la Administración de Alimentos y Fármacos de Estados Unidos (FDA, por sus siglas en inglés) Casi cualquier producto que contenga vitaminas, minerales, aminoácidos, hierbas u otros productos botánicos se puede vender como complemento de la dieta, sin el consenso de una aprobación científica como lo exige la FDA.

Tabla 20.5 Algunas vitaminas

Vitamina	Estructura y nombre	Fuentes	Síntomas de deficiencia
	Vitaminas solubles en grasas (liposolubles)		
A	 Retinol	Pescado, hígado, huevos, mantequilla, queso; también hay un precursor de la vitamina en las zanahorias y otras hortalizas	Ceguera nocturna
D	 Vitamina D_2 (calciferol)	Aceite de hígado de bacalao, ergosterol irradiado (complemento de la leche)	Raquitismo
E	 α-Tocoferol	Aceite de germen de trigo, vegetales verdes, yema de huevo, carne	Esterilidad, distrofia muscular
K	 Vitamina K_1 (filoquinona)	Espinacas, otros vegetales verdes de hojas grandes	Hemorragia
	Vitaminas solubles en agua (hidrosolubles)		
El complejo B	 B_1 (tiamina)	Germen de cereales, legumbres, nueces, leche y levadura de cerveza	Beriberi: polineuritis que produce parálisis muscular, crecimiento del corazón y, en último término, insuficiencia cardiaca

(Continúa)

Tabla 20.5 (Continuación)

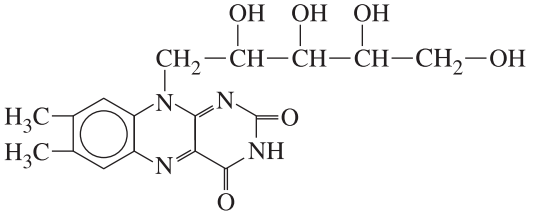
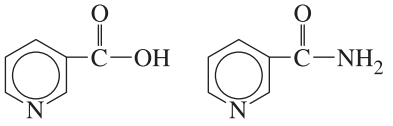
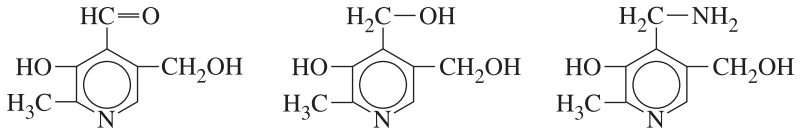
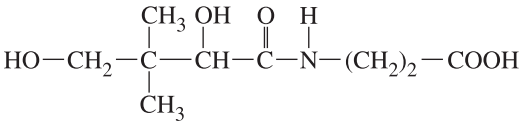
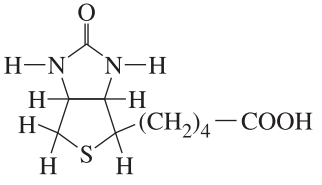
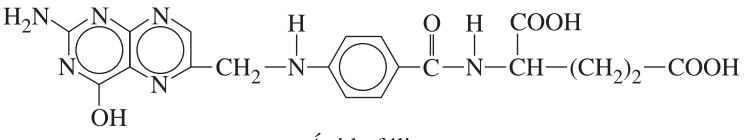
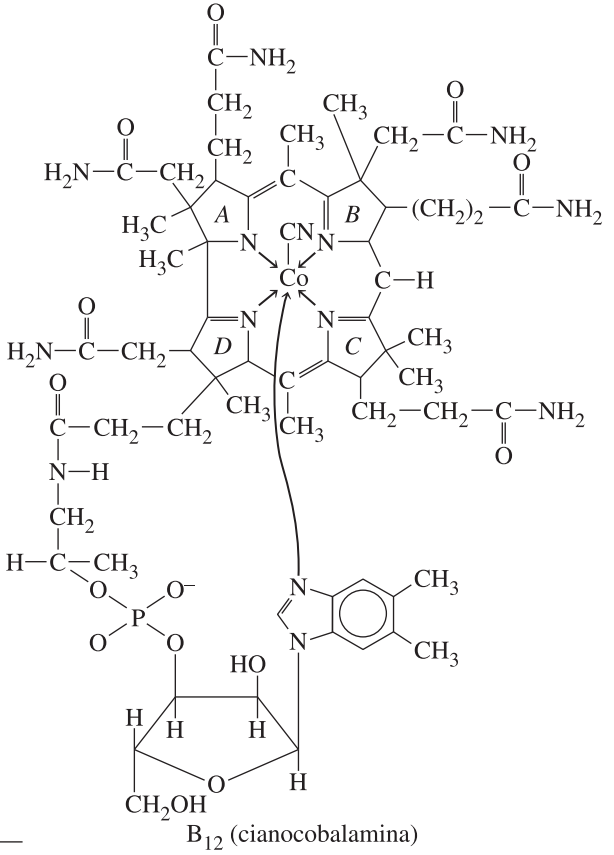
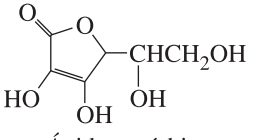
Vitamina	Estructura y nombre	Fuentes	Síntomas de deficiencia
El complejo B *(Continuación)*	 B_2 (riboflavina)	Leche, carnes rojas, hígado, clara de huevo, vegetales verdes, harina de trigo integral (harina blanca fortificada) y pescado	Dermatitis, glositis (inflamación de la lengua)
	 Ácido nicotínico Nicotinamida — Niacina	Carnes rojas, hígado, berza, nabo, levadura y jugo de tomate	Pelagra: lesiones cutáneas, lengua inflamada y manchada, pérdida de apetito, diarrea, diversos trastornos mentales
	 Piridoxal Piridoxol Piridoxamina — B_6	Huevos, hígado, levadura, guisantes, frijoles y leche	Dermatitis, apatía, irritabilidad y mayor susceptibilidad a las infecciones; convulsiones en los niños pequeños
	 Ácido pantoténico	Hígado, huevos, levadura y leche	(Posibles) problemas emocionales y alteraciones gastrointestinales
	 Biotina	Hígado de res, levadura, cacahuate, chocolate y huevos (aunque los seres humanos no sintetizan esta vitamina, es un producto de sus bacterias intestinales)	Dermatitis

Tabla 20.5 (Continuación)

Vitamina	Estructura y nombre	Fuentes	Síntomas de deficiencia
	 Ácido fólico	Hígado, riñón, hongos, levadura y vegetales verdes de hoja grande	Anemias (el ácido fólico se emplea en el tratamiento de la anemia megaloblástica, una afección que se caracteriza por la presencia de glóbulos rojos gigantes)
	 B_{12} (cianocobalamina)	Hígado, carne, huevos y pescado (no está presente en las plantas)	Anemia perniciosa
C	 Ácido ascórbico	Frutos cítricos, tomates, pimientos verdes	Escorbuto

Otra enfermedad debilitante, llamada **pelagra** ("piel áspera" en italiano) se observó en un buen número de personas del sur de Estados Unidos a principios de la década de 1900. Los síntomas de esta enfermedad por deficiencia de niacina incluyen lesiones cutáneas,l enguai nflamada,p érdidad ea petito,d iarreay t rastornosm entales.

Una deficiencia grave de vitamina C produce **escorbuto**, una afección que se caracteriza por huesos porosos y delgados, dolor y sangrado en las encías y una debilidad muscular pronunciada. Los marineros británicos, faltos de fruta y verduras frescas, contraían escorbuto. Pronto descubrieron que la fruta fresca prevenía la enfermedad. Los barcos comenzaron entonces a cargar barriles de limones, una fruta conveniente para los viajes largos, y los marineros comían uno o dos cada día. Por esta razón se les llegó a conoce como los "comelimones", o, en inglés, simplemente "limeys".

Linus Pauling (1901-1994), galardonado con dos premios Nobel (de Química en 1954 y de la Paz en 1962), propuso el uso de dosis masivas de vitamina C para prevenir y curar el resfriado común y varias dolencias más. No obstante que en términos generales los ensayos clínicos de la terapia con vitamina C no han sustentado las afirmaciones deP auling,l ai nvestigacióny l ac ontroversiac ontinúan.

Conexión con el aprendizaje
Consulta la fotogafía de Linus Pauling y el comentario sobre sus premios Nobel y sus aportaciones (Sección 1.5). En la sección 20.3 se hace referencia a su trabajo sobre la formación de puentes de hidrógeno en las proteínas.

Hormonas

Las **hormonas**, como las vitaminas, son necesarias en cantidades muy pequeñas para el funcionamiento normal del organismo. Tanto las vitaminas como las hormonas desempeñan papeles bioquímicos de importancia crítica; ninguno de los dos grupos tiene una estructura química común. A diferencia de las vitaminas, el organismo es capaz de sintetizar las hormonas, que se producen en las glándulas endocrinas (carentes de conductos), entre las que se cuentan la pituitaria, tiroides, paratiroides, suprarrenales, ovarios, testículos, placenta, páncreas y diversas partes del tracto gastrointestinal.

Las hormonas se vierten directamente en el torrente sanguíneo y actúan como "mensajeros químicos" que dan la señal para que ocurran profundos cambios fisiológicos en otras partes del cuerpo. Al acelerar o retardar las reacciones, las hormonas regulan el crecimiento, el metabolismo, la reproducción y muchas otras funciones corporales y mentales. Por lo general, una hormona que se produce en un animal es activa en otras especies. Por ejemplo, la insulina que se obtiene de diversas especies sirve para tratar la diabetes mellitus en los seres humanos.

La tabla 20.6 es un listado de algunas de las hormonas humanas más importantes y sus efectos fisiológicos. La "naturaleza química" general de las hormonas corresponde a varias categorías. Algunas hormonas, por ejemplo, son proteínas de estructura complicada; otras son bastante sencillas en comparación. Todas las que se clasifican como **esteroides** tienene lm ismoe squeletoe structurald ec uatroa nillos(Fig.2 0.22).

No todos los esteroides tienen actividad hormonal. Por ejemplo, el colesterol es un componente común de todos los tejidos animales. El cerebro contiene alrededor de 10% de colesterol, pero se desconoce la función de esta sustancia en ese órgano. El colesterol es uno de los componentes principales de los cálculos biliares, y también está presente en los depósitos de las arterias endurecidas. Para evitar los niveles altos de colesterol y las enfermedades cardiacas, los médicos aconsejan a los pacientes evitar el consumo excesivo de huevos, productos lácteos y otros alimentos ricos en colesterol, así como una restricción en la ingesta de grasas.

EJEMPLO 20.5 Vitaminas y hormonas

Menciona (a) las vitaminas solubles en grasas, (b) las vitaminas solubles en agua, (c) dos hormonase steroidalesy (d)d os hormonasn oe steroidales.

SOLUCIÓN

(a) A, D, E y K **(b)** el complejo B y la vitamina C
(c) estradiol,p rogesterona **(d)** insulina,t iroxina

Tabla 20.6 Algunas hormonas humanas y sus efectos fisiológicos

Nombre	Glándula y tejido	Naturaleza química	Efecto
Diversosf actores liberadorese i nhibidores	Hipotálamo	Péptido	Activao i nhibel al iberación deh ormonash ipofisarias
Hormona delc recimiento humana(HGH)	Pituitaria,l óbuloa nterior	Proteína	Regulae lc recimientog enerald el organismo;r egulae lc recimientod el os huesos
Hormonae stimulante del at iroides(TSH)	Pituitaria,l óbuloa nterior	Proteína	Estimulae lc recimiento del ag lándula tiroidesy l ap roducción det iroxina
Hormonae stimulante del ac ortezas uprarrenal (ACTH)	Pituitaria,l óbuloa nterior	Proteína	Estimulae lc recimiento del ac orteza suprarrenaly l ap roducciónd e hormonasc orticoides
Hormonae stimulanted el (FSH)	Pituitaria,l óbuloa nterior	Proteína	Estimula el crecimiento de folículos en los ovarios de las hembras, y de células espermáticas en los testículos de los machos
Hormonal uteinizante (LH)	Pituitaria,l óbuloa nterior	Proteína	Regula la producción y liberación de estrógenos y progesterona de los ovarios, de testosterona de los testículos
Prolactina	Pituitaria,l óbuloa nterior	Proteína	Mantienel ap roducción dee strógenosy progesterona,e stimulal ap roducciónd e leche
Vasopresina	Pituitaria,l óbulop osterior	Proteína	Estimulal asc ontraccionesd elm úsculo liso;r egulal ai ncorporaciónd ea gua porl osr iñones
Oxitocina	Pituitaria,l óbulop osterior	Proteína	Estimulal ac ontracciónd elm úsculo lisod elú tero;e stimulal as ecreciónd e leche
Paratiroidea	Paratiroides	Proteína	Regulae lm etabolismod elf ósforoy delc alcio
Tiroxina	Tiroides	Derivadod e aminoácido	Aumental at asam etabólicac elular
Insulina	Páncreas,c élulasb eta	Proteína	Aumentae lc onsumod e glucosae nl as células;i ncrementae la lmacenamiento deg lucógeno
Glucagón	Páncreas,c élulasa lfa	Proteína	Estimulal ac onversiónd elg lucógeno delh ígadoe ng lucosa
Cortisol	Glándulas uprarrenal,c orteza	Esteroide	Estimulal ac onversiónd ep roteínase n carbohidratos
Aldosterona	Glándulas uprarrenal,c orteza	Esteroide	Regula el metabolismo de la sal; estimula la retención de Na^+ y la excreción de K^+ por los riñones
Epinefrina (adrenalina)	Glándulas uprarrenal,m édula	Derivadod e aminoácido	Estimulad iversosm ecanismosq ue preparane lc uerpop araa ccionesd e emergencia,e ntree llosl ac onversión deg lucógenoe ng lucosa
Norepinefrina (noradrenalina)	Glándulas uprarrenal,m édula	Derivadod e aminoácido	Estimulae ls isteman ervioso simpático;c onstriñel osv asos sanguíneos,e stimulao trasg lándulas
Estradiol	Ovario,f olículo	Esteroide	Estimulal asc aracterísticass exuales secundarias;r egulal osc ambiosd urante elc iclom enstrual

Tabla 20.6 (Continuación)

Nombre	Glándula y tejido	Naturaleza química	Efecto
Progesterona	Ovario,c uerpoa marillo	Esteroide	Regulae lc iclom enstrual,m antienee l embarazo
Testosterona	Testículos	Esteroide	Estimulay m antienel asc aracterísticas sexualesm asculinas

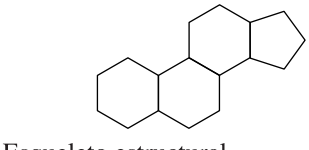
EJERCICIO 20.5

(a) ¿Quét ienene nc omúne lc olesterol,e le stradioly l at estosterona?
(b) ¿Qué es una hormona?
(c) Describe al menos tres formas en que este curso ha influido en tu vida y cómo afecta la química a todo el mundo.

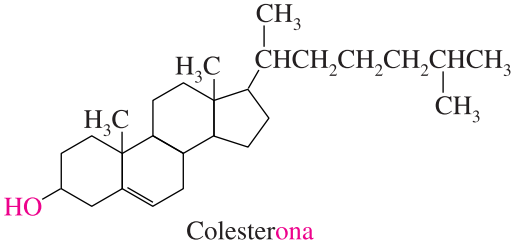
Véansel os problemas 20.45-20.50.

Con base en la información contenida en este capítulo (y en este libro), sin duda ha quedado muy claro que todas las cosas, tanto vivas como inanimadas, se componen de sustancia químicas. Las reacciones químicas que sufren estas sustancias, así como la velocidad con la que se llevan a cabo, explican los diversos cambios en la composición de todas las sustancias presentes en este planeta. Desde el pan horneado hasta la protección contra la corrosión, las piezas de computadora, la nutrición y la medicina, la regulación de estas reacciones químicas y de su velocidad ocupa un lugar central en las empresas, la industria y las profesiones que se ocupan de la salud. Los seres humanos dependemos, en efecto, de los cambios químicos. De hecho, sin sustancias químicas la vida misma sería imposible.

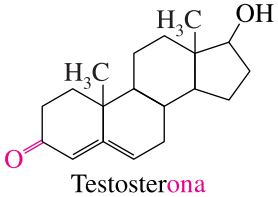
La química está en todas partes.



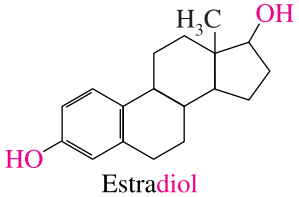
Esqueleto estructural de los esteroides



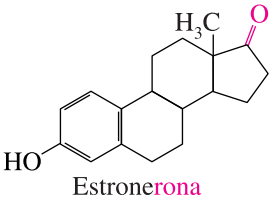
Colesterona



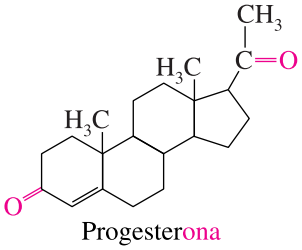
Testosterona
(una hormona masculina)



Estradiol
(una hormona femenina)



Estronerona
(una hormona femenina)



Progesterona
(una hormona femenina)

Figura 20.22 Algunos esteroides. Aquí se muestra el esqueleto estructural de los esteroides junto con las estructuras de cuatro hormonas esteroidales y el colesterol, que está presente en todos los tejidos corporales pero no es una hormona.

Resumen del capítulo

La bioquímica es la química de todos los organismos vivos. Los carbohidratos se clasifican como mono-, di- y polisacáridos de acuerdo con el número de unidades de azúcar sencillo (una, dos o muchas) que producen por hidrólisis. Los monosacáridos se clasifican además, en función del número de átomos de carbono por molécula, como hexosas (seis átomos de carbono), pentosas (cinco átomos de carbono), y así sucesivamente. Los monosacáridos forman estructuras cíclicas internas que se forman e hidrolizan continuamente cuando están disueltas en agua. En el equilibrio se tiene una mezcla de las formas cíclicas alfa y beta, debido a la orientación del grupo hidroxilo del carbono número 1, junto con un pequeño porcentaje de la forma abierta. Son disacáridos comunes la maltosa, la lactosa y la sacarosa. El almidón es un polisacárido compuesto de un gran número de unidades de glucosa unidas por enlaces alfa. En la celulosa, las unidades de glucosa están unidas por enlaces beta. El hecho de que podamos metabolizar el almidón pero no la celulosa se basa en esta diferencia de los enlaces entre las unidades de glucosa.

Los lípidos son compuestos que se clasifican en función de la semejanza en cuanto a su solubilidad. Sin embargo, presentan estructuras muy variadas. Los triglicéridos son "lípidos simples" que son ésteres de glicerol y ácidos grasos. Los esteroides, que comprenden diversas hormonas esteroidales, constituyen otro subgrupo de lípidos.

Las proteínas son copolímeros de aminoácidos unidos por enlaces peptídicos. Para que una proteína funcione como es debido, debe tener la estructura primaria, secundaria y terciaria apropiadas. Los dos tipos de ácidos nucleicos, el ácido desoxirribonucleico (DNA) y el ácido ribonucleico (RNA), son cadenas largas de nucleótidos. Cada nucleótido se compone de tres partes: un azúcar, una amina heterocíclica básica y una unidad de fosfato. La secuencia de bases heterocíclicas determina la información que los genes almacenan en la molécula de DNA. Durante la transcripción, esta información se transfiere al RNA, que dirige la síntesis de proteínas.

Las vitaminas son compuestos orgánicos que es necesario incluir en la dieta en cantidades pequeñas; el organismo no es capaz de sintetizarlas. La ausencia de una vitamina da por resultado una enfermedad por deficiencia específica. El organismo también necesita hormonas en pequeña cantidad, pero son las glándulas endocrinas las encargadas de producir estos compuestos. Las hormonas son mensajeros que dan la señal para que ocurran cambios fisiológicos dentro del organismo a fin de regular el crecimiento, el metabolismo, la reproducción y otras funciones.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Identificae structurasd em ono-,d i-y p olisacáridos.[20.1]
2. Comparal osc omponentesy l ose nlacesd ela lmidóny l ac elulosa.[20.1]
3. Describe las grasas, los aceites y los componentes de los lípidos simples. [20.2]
4. Describe la constitución y propiedades de las grasas saturadas e insaturadas. [20.2]
5. Describe la constitución de los aminoácidos, las proteínas y los enlaces peptídicos. [20.3]
6. Describel ase structuras,c omponentesy f uncionesd el osá cidosn ucleicos.[20.4]
7. Compara las funciones de las vitaminas y de las hormonas en el organismo. [20.5]

Términos clave

acetal[20.1]
ácidod esoxirribonucleico [20.4]
ácidor ibonucleico[20.4]
ácidosg rasos[20.2]
aldosa[20.1]
aminoácidose senciales [20.3]
azúcarr eductor[20.1]
carbohidrato[20.1]
cetosa[20.1]
disacárido[20.1]
enlacep eptídico[20.3]
enzima[20.3]
esteroides[20.5]
estructurap rimariad el as proteínas[20.3]
hormonas [20.5]
estructuras ecundariad el as proteínas[20.3]
estructurat erciariad el as proteínas[20.3]
formaa lfa[20.1]
formab eta[20.1]
grasap oliinsaturada[20.2]
grasas aturada[20.2]
hemiacetal[20.1]
hormonas[20.5]
índiced ey odo[20.2]
lípidos[20.2]
monosacárido[20.1]
mutarrotación[20.1]
nucleótido[20.4]
polipéptido[20.3]
polisacárido[20.1]
proteína[20.3]
quiral[20.1]
transcripción [20.4]
triglicéridos[20.2]
vitaminas[20.5]
vitaminass olublese na gua (hidrosolubles)[20.5]
vitaminass olublese ng rasas (liposolubles)[20.5]

Problemas

Carbohidratos

20.1 Menciona otros dos nombres de la D-glucosa. Indica si este compuesto es un monosacárido, un disacárido o un polisacárido. Explica tu respuesta.

20.2 ¿Cuál es el nombre químico del azúcar de mesa ordinaria? Nombra los dos azúcares sencillos que se forman al hidrolizar este compuesto.

20.3 ¿Cuál es la única diferencia estructural entre la glucosa y la galactosa?

20.4 ¿En qué aspectos estructurales difieren la glucosa y la fructosa?

20.5 Cita un ejemplo de los tipos de compuestos siguientes.

a. unac etohexosa

b. und isacáridoq uec ontengau nidadesd ef ructosa

20.6 Cita un ejemplo de los tipos de compuestos siguientes.

a. unaa ldohexosa

b. un disacárido que contenga sólo unidades de glucosa

20.7 Menciona los nombres de tres formas de la glucosa.

20.8 Explica las diferencias entre las formas α y β de la glucosa.

20.9 ¿Qué semejanzas estructurales existen entre la amilosa, laa milopectinay e l glucógeno?

20.10 Describe las diferencias entre la amilosa, la amilopectina ye lg lucógeno.

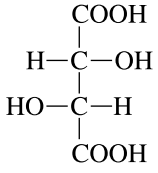
20.11 Describe las semejanzas y diferencias estructurales entre el almidón y la celulosa.

20.12 Explica por qué los seres humanos pueden digerir el almidón pero no la celulosa.

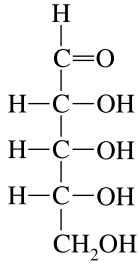
20.13 Cuando se guarda en la boca por varios minutos una galleta salada ordinaria, de las que se suelen servir con sopas y ensaladas, se detecta un sabor dulce. Explica por qué.

20.14 La sacarosa (azúcar de mesa) produce energía cuando se consume oralmente, pero nunca se debe inyectar este azúcar en el torrente sanguíneo. Explica por qué.

20.15 El ácido tartárico de las uvas tiene la estructura que se muestra. ¿Cuál es su configuración: D o L?



20.16 Las moléculas de DNA presentes en todas las células contienen unidades del azúcar ribosa, cuya estructura es la que se muestra. ¿Cómo se clasifica su configuración: como D o como L?



Lípidos

20.17 ¿Qué es un ácido graso saturado? Cita un ejemplo.

20.18 ¿Qué es un ácido graso monoinsaturado? Cita un ejemplo.

20.19 ¿El ácido linoleico es un ácido graso omega-3 u omega-6?

20.20 ¿El ácido linolénico es un ácido graso omega-3 u omega-6?

20.21 Describel ae structuraq uímicad eu nl ípidos imple.

20.22 ¿En qué aspectos se asemejan las grasas y los aceites? ¿Enq ué ifieren?

20.23 Con base en la información proporcionada en una tabla de este capítulo, clasifica los compuestos siguientes como ácidos grasos saturados, monoinsaturados o poliinsaturados. Menciona una fuente natural de cada ácido graso.

a. ácidoo leico b. ácidop almítico

c. ácidom irístico d. ácidoa raquidónico

20.24 Con base en la información proporcionada en una tabla de este capítulo, clasifica los compuestos siguientes como ácidos grasos saturados, monoinsaturados o poliinsaturados. Menciona una fuente natural de cada ácido graso.

a. ácidol inoleico b. ácidol inolénico

c. ácidoe steárico d. ácidoc áprico

20.25 ¿Qué información proporciona el índice de yodo de una grasa o aceite?

20.26 Al determinar el índice de yodo de una grasa, ¿qué parte de la molécula de grasa reacciona con el reactivo de yodo?

20.27 ¿Qué sustancia tiene un índice de yodo más grande: la margarina sólida o de la líquida? Explica tu razonamiento.

20.28 ¿Qué sustancia tiene un índice de yodo más grande: el aceite de maíz o el sebo de res? Explica tu razonamiento.

Aminoácidos y proteínas

20.29 ¿Cuáles son las "unidades de construcción" sencillas de las proteínas? ¿Cómo se unen?

20.30 ¿En qué partes del cuerpo hay proteínas? ¿Cuáles tejidos son en su mayor parte proteína?

20.31 ¿Qué grupos funcionales están presentes en las moléculasd el osa minoácidos?

20.32 ¿Qué es un ion dipolo? ¿Por qué son importantes los iones de este tipo?

20.33 ¿Cuántos aminoácidos diferentes forman parte de las proteínas?

20.34 ¿Qués onl osa minoácidose senciales?

20.35 ¿Cuál es la diferencia entre un polipéptido y una proteína?

20.36 ¿Es lo mismo el dipéptido que se representa como Ser-Ala que el dipéptido cuya representación es Ala-Ser? Explica tur espuesta.

20.37 Cuando se cita la secuencia de aminoácidos de una proteína, ¿se está describiendo su estructura primaria, su estructura secundaria o su estructura terciaria?

20.38 Ciertas cadenas de aminoácidos se enroscan para formar una hélice. ¿Es ésta una descripción de su estructura primaria, de su estructura secundaria o de su estructura terciaria?

Ácidos nucleicos

20.39 Menciona dos clases de ácidos nucleicos. ¿Dónde se encuentrac adau na?

20.40 ¿Cuáles son las tres partes componentes de un nucleótido?

20.41 Menciona los diferentes azúcares que pueden estar presentese nu nn ucleótido.

20.42 Menciona las cinco bases que pueden estar presentes en unn ucleótido.

20.43 ¿Qué tipo de ácido nucleico —DNA o RNA— existe en forma de hélice de doble cadena? ¿Cómo se mantienen unidas las cadenas?

20.44 ¿Qué tipo de ácido nucleico existe en forma de hélice sencilla?¿ Qués ignificae lt érmino“ transcripción”?

Vitaminas yh ormonas

20.45 ¿Quée su nav itamina?

20.46 ¿Qué es una hormona?

20.47 Menciona las vitaminas solubles en grasas. ¿Se trata de moléculasp olareso n op olares?

20.48 Menciona las vitaminas solubles en agua. ¿Se trata de moléculasp olareso n op olares?

20.49 Indica si las hormonas siguientes son proteínas o esteroides,y m encionae le fectof isiológicod ec adau na.

a. prolactina b. insulina
c. aldosterona d. progesterona

20.50 Indica si las hormonas siguientes son proteínas o esteroides,y m encionae le fectof isiológicod ec adau na.

a. oxitocina b. vasopresina
c. estradiol d. testosterona

Estudiantes en acción

Aislamiento de un carbohidrato y de una proteína de la leche

Materiales y reactivos

- Leche descremada
- Matraz Erlenmeyer
- Vaso de precipitados de 100 mL y 25 mL
- Parrilla eléctrica
- Papel indicador de pH
- Pipeta graduada
- Tubos de ensayo
- Recipiente para baño María
- Lactosa QP
- Termómetro
- Hidróxido de sodio 1.00 M.
- Papel filtro
- Etanol al 95% y al 50%
- Embudo Büchner
- Hidróxido de amonio (NH_4OH) concentrado
- Carbonato de calcio ($CaCO_3$)
- Hidróxido de potasio (KOH) al 25%
- Bomba de vacío
- Ácido acético al 10%
- Éter etílico

Procedimiento

Experimento A. Quítale lo dulce a tu leche: la lactosa

1. Con ayuda de una pipeta graduada, vierte 10 mL de leche descremada en un vaso de precipitados de 100 mL.
2. Coloca el vaso anterior en baño María a 40°C, agrega 1 mL de ácido acético al 10% hasta que se forme un precipitado grumoso. Se trata de la caseína, la proteína de la leche.
3. Filtra al vacío y guarda el sólido, porque lo usarás más adelante.
4. Al sobrenadante o filtrado del paso anterior, agrégale 0.3 g de carbonato de calcio ($CaCO_3$). Agita y calienta a 60°C de 10 a 15 minutos en el baño María. El precipitado que ahora se formó es un conjunto de proteínas del tipo lactoalbúminas y lactoglobulinas.
5. Filtra al vacío de nuevo y recoge el filtrado en un vaso de precipitados. Ponlo en el baño María hasta que reduzca aproximadamente a la mitad.

6. Cuando el líquido aún esté caliente, adiciona 10 mL de etanol al 95%.
7. Filtra al vacío otra vez. Coloca el filtrado en un matraz Erlenmeyer y tápalo, para que se cristalice la lactosa.
8. Una vez que se hayan formado los cristales de lactosa, fíltralos y lávalos con etanol frío al 50%.
9. Coloca los cristales en un vidrio de reloj y déjalos secar al ambiente.
10. Pesa los cristales obtenidos y registra el dato. _____
11. Describe el aspecto (color, olor) de la lactosa.

_____

12. Realiza la prueba de Wöhlk, bajo una campana de extracción, según estos pasos: _____
    a) Pon la lactosa obtenida en un vaso de precipitados de 25 mL y agrega 2 mL de agua destilada.
    b) Toma 1 mL de la disolución, colócala en un tubo de ensayo y agrega 1 mL de hidróxido de amonio (NH4OH) concentrado y 2 gotas de hidróxido de potasio (KOH) al 25%.
    c) Calienta el tubo en un baño de agua, sin dejar que hierva. Si aparece una coloración roja, significa que la prueba es positiva.
13. Prepara un testigo con lactosa de laboratorio y repite la prueba de Wöhlk.

Experimento B. Quítale la proteína a tu leche: la caseína

1. Lava con agua fría el sólido que se obtuvo en la primera filtración del experimento anterior y ajusta con ácido acético hasta que tenga un pH = 4.5-5.0
2. Disuelve el precipitado con 10 mL de hidróxido de sodio 1.00 M.
3. Con mucho cuidado, agrega ácido acético al 10% hasta que nuevamente obtengas un pH = 4.5-5.0. Anota el volumen de ácido acético utilizado: _____
4. Separa el precipitado por filtración al vacío y lávalo con agua destilada fría.
5. Una vez separado el precipitado, agrega 0.5 mL de etanol y 0.5 mL de éter etílico.
6. Filtra al vacío, separa el producto, déjalo secar al ambiente y luego registra su peso: _____
7. Describe el aspecto (color, olor) de la caseína:

_____

_____

8. La leche comercial contiene alrededor de 3.5% de proteína, compara este dato con el peso obtenido.

Análisis

1. Escribe las fórmulas semidesarrolladas de la lactosa y de la caseína.

_____

_____

2. ¿Qué grupos funcionales están presentes en cada fórmula anterior?

_____

3. Investiga el fundamento de la prueba de Wöhlk y deduce por qué es una prueba específica para identificar a la lactosa. Explica en función de sus grupos funcionales.

_____

_____

4. Investiga lo siguiente y anótalo en las líneas de manera breve.
    a) A qué se debe que algunas personas o seres vivos tengan intolerancia a la lactosa y cuáles son sus consecuencias.
    b) Por qué es importante que la leche contenga proteínas.

_____

_____

_____

Apéndice A

Conversiones entre los sistemas métrico y anglosajón y algunas constantes físicas

Longitud

Unidad SI: metro (m)
1 metro = 1.0936 yardas
= 39.37 pulgadas
1 centímetro = 0.3937 pulgadas
1 pulgada = 2.54 centímetros (exactos)
1 kilómetro = 0.62137 millas
1 milla = 5280. pies
= 1.609 kilómetros

Volumen

Unidad SI: metro cúbico (m^3)
1 litro = 10^{-3} m^3
= 1 dm^3
= 1.0567 cuartos
1 galón = 4 cuartos
= 8 pintas
= 3.785 litros
1 cuarto = 32 onzas fluidas
= 0.946 litros
= 946 mL
1 onza fluida = 29.6 mL
1 $pulg^3$ = 16.39 cm^3

Masa

Unidad SI: kilogramo (kg)
1 kilogramo = 1000 gramos
= 2.20 libras
1 libra = 453.59 gramos
= 0.45359 kilogramos
= 16 onzas
tonelada = 1000 kilogramos
= 907.185 kilogramos
1 onza (avoir.) = 28.35 gramos
1 onza (troy) = 31.10 gramos

Constantes físicas

Número de Avogadro: $N = 6.022045 \times 10^{23}$
Velocidad de la luz $C = 2.9979 \times 10^8$ m/s
Constante de los gases: $R = 0.08206 \dfrac{\text{litro-atm}}{\text{mol-K}}$
$= 62.363 \dfrac{\text{litro-torr}}{\text{mol-K}}$

Presión

Unidad SI: pascal (Pa)
1 atmósfera = 101.325 kilopascales
= 760 torr (mm Hg)
= 14.70 libras por pulgada cuadrada ($lb/pulg^2$)

Energía

Unidad SI: joule (J)
1 joule = 0.23901 calorías
1 caloría = 4.184 joules
1000 calorías = 1 Caloría (alimentaria)

Temperatura

Unidad SI: kelvin (K)
0 K = −273.15°C
K = °C +273.15
$°C = \dfrac{°F - 32}{1.8}$
$°F = 1.8(°C) + 32$

Apéndice B

Operaciones algebraicas básicas

Hay ciertas operaciones algebraicas que se utilizan una y otra vez para resolver problemas de química. Si en el problema interviene una ecuación matemática, *despeja la variable*; es decir, reorganiza la ecuación de modo que una de las variables esté de un lado, por lo regular del lado izquierdo, y todos los demás términos de la ecuación queden del otro lado de la ecuación. Una vez hecho esto, se pueden sustituir las cantidades conocidas en la ecuación y efectuar las operaciones matemáticas.

La dificultad de los ejemplos, ejercicios y problemas que aquí se presentan aumenta de forma gradual, a fin de incrementar tu confianza al pasar de operaciones sencillas a otras más complejas. Se han empleado ejemplos de ecuaciones como las que se utilizan en el texto. Si tienes dificultad para resolver estos ejemplos y ejercicios, te recomendamos consultar a tu profesor con respecto a la ayuda disponible por parte de asistentes, enseñanza complementaria, etcétera.

B.1 Cómo despejar una incógnita Parte 1

Las investigaciones han demostrado que la *presión* y el *volumen* de una muestra específica de gas a temperatura constante son inversamente proporcionales, como lo indica la ecuación de la ley de Boyle: $P_1V_1 = P_2V_2$

EJEMPLO B.1 Cómo despejar una variable (nivel 1)

A partir de la ecuación de la ley de Boyle del capítulo sobre los gases, despeja V_2 de la ecuación:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

SOLUCIÓN Para despejar V_2 divide ambos lados entre P_2 para eliminar P_2, como se muestra:

$$\frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{P_2V_2}{P_2}$$

Colocando V_2 en el lado izquierdo se tiene:

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

Ahora se puede calcular el valor de V_2 —la incógnita— si se conocen los valores de V_1, P_1 y P_2.

EJERCICIO B.1

Despeja P_1 de la ecuación de la ley de Boyle.

B.2 Cómo despejar una incógnita Parte 2

Otro tipo de relación de los gases es la del *volumen* y la *temperatura*, que son directamente proporcionales a presión constante, como lo indica la ecuación de la ley de Charles:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

EJEMPLO B.2 Cómo despejar una variable (nivel 2)

Despeja T_1 de la ecuación de la ley de Charles.

SOLUCIÓN Un método para resolver ecuaciones en las que intervienen fracciones consiste en eliminar éstas. En este caso se puede hacer una multiplicación cruzada, para después despejar la variable designada por el método que ya se ha mostrado. Al hacer la multiplicación cruzada se obtiene lo siguiente:

$$T_2V_1 = T_1V_2$$

Sed esead espejar T_1; por tanto, se dividen ambos lados entre V_2

$$\frac{T_2V_1}{V_2} = \frac{T_1\cancel{V_2}}{\cancel{V_2}}$$

Colocando T_1 a la izquierda se tiene:

$$T_1 = \frac{T_2V_1}{V_2}$$

EJERCICIO B.2

Despeja V_1 de la ecuación de la ley de Charles.

B.3 Cómo despejar una incógnita Parte 3

La ecuación de la ley general de los gases que aquí se muestra tiene seis variables. Las operaciones que se han presentado previamente permiten despejar cualquiera de las seis variables.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

EJEMPLO B.3 Cómo despejar una variable (nivel 3)

Despeja P_1 de la ecuación de la ley general de los gases.

SOLUCIÓN Para despejar P_1 es necesario eliminar V_1 y T_1 del lado izquierdo. Multiplica ambos lados por T_1 parae liminar T_1.

$$P_1V_1 = \frac{P_2V_2T_1}{T_2}$$

Divide ambosl adose ntre V_1 parae liminar V_1.

$$P_1 = \frac{P_2V_2T_1}{V_1T_2}$$

EJERCICIO B.3

Despeja P_2 de la ecuación de la ley general de los gases.

Problemas

1. Despeja V_1 de la ecuación de la ley de Boyle, $P_1V_1 = P_2V_2$.
2. Despeja P_2 de la ecuación de la ley de Boyle, $P_1V_1 = P_2V_2$.
3. Un tanque con un volumen de 500. mL de aire comprimido tiene una presión de 1800. torr. ¿Qué volumen ocupará el aire comprimido a una presión de 750. torr, suponiendo que la temperatura no cambia? (Utiliza la ecuación de la ley de Boyle.)
4. Un cilindro de motor de automóvil con un volumen de 400. cm^3 se comprime a un volumen de 100. cm^3 a temperatura constante. Si la presión inicial del gas era de 1 atm, ¿cuál es la presión final? (Utiliza la ecuación de la ley de Boyle.)
5. Despeja V_2 de la ecuación de la ley de Charles, $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.
6. Despeja T_2 de la ecuación de la ley de Charles, $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.
7. Un globo lleno de helio tenía un volumen de 5.00 L a una temperatura de 300. K. ¿Cuál será su volumen a una temperatura de 180. K, suponiendo que la presión no cambia? (Utiliza la ecuación de la ley de Charles.)
8. Si una muestra de aire dentro de un globo con un volumen de 1500. mL y a una temperatura de 293 K se calienta lo suficiente para expandir el volumen a 1750. mL a presión constante, ¿cuál es la temperatura Kelvin final del gas? ¿Cuál es el cambio de temperatura? (Utiliza la ecuación de la ley de Charles.)
9. Dada la ecuación de la ley combinada de los gases,

   $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$,d espeja V_2.

10. Dada la ecuación de la ley general de los gases,

    $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$,d espeja T_2.

11. ¿Qué volumen ocuparán 150. mL de un gas a una temperatura de 300. K y a una presión de 710. torr cuando la temperatura sea de 273 K, y la presión, de 760. torr?
12. A la temperatura normal de 273 K y a la presión normal de 1 atmósfera, una muestra de gas tiene un volumen de 22.4 L. ¿Qué volumen en litros ocupará a una temperatura de 373 K cuando la presión sea de 1.2 atmósferas?

Respuestas a los ejercicios

B.1 $P_1 = \frac{P_2V_2}{V_1}$

B.2 $V_1 = \frac{V_2T_1}{T_2}$

B.3 $P_2 = \frac{P_1V_1T_2}{V_2T_1}$

Respuestas a los problemas

1. $V_1 = \frac{P_2V_2}{P_1}$
2. $P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2}$
3. $V = 1200.$ mL
4. $P = 4$ atm
5. $V_2 = \frac{V_1T_2}{T_1}$
6. $T_2 = \frac{T_1V_2}{V_1}$
7. $V = 3.00$ L
8. $T = 342$ K; 49 grados K más
9. $V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1}$
10. $T_2 = \frac{T_1P_2V_2}{P_1V_1}$
11. $V = 128$ L
12. $V = 25.5$ L

Apéndice C

Uso de la notación exponencial

Se incluye aquí un repaso de las operaciones matemáticas con exponentes. Cuando te sientas cómodo con estas operaciones básicas, podrás pasar a la sección 3.9, donde se presental an otaciónc ientífica.

Los científicos suelen emplear números tan grandes, o tan pequeños, que hacen vacilar la mente. Por ejemplo, la luz viaja a 300 000 000 m/s. Hay 602 200 000 000 000 000 000 000 átomos de carbono en 12 g de carbono. Por el lado de lo pequeño, el diámetro de un átomo es de alrededor de 0.0000000001 m. El diámetro de un núcleo atómico es de aproximadamente 0.000000000000000001 m.

Obviamente es difícil llevar la cuenta de los ceros de este tipo de cantidades. Para los científicos resulta conveniente expresar esta clase de números como *potencias de diez*. Las tablas C.1 y C.2 contienen listas parciales de estos números.

La velocidad de la luz se expresa habitualmente como 3×10^8 (esto es, $3 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10$) m/s. La masa de un átomo de cesio se expresa como 2.21×10^{-22} g, es decir, como

$$2.21 \times \frac{1}{10\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000} \text{ g}$$

Los números como 10^6 se denominan números exponenciales, donde 10 es la *base* y 6 es el *exponente*. Los números en la forma 6.02×10^{23} están escritos en *notación científica*. Para escribir un número en notación científica, el punto decimal del coeficiente (6.02 en este caso) debe colocarse de tal modo que el valor esté entre 1 y 10, es decir, de forma tal que haya un solo dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal. Véase la sección 3.9.

Es frecuente el uso de números exponenciales en los cálculos. Las operaciones más comunes son la multiplicación y la división. Se deben seguir dos reglas: (1) para *multiplicar* números exponenciales, suma los exponentes, y (2) para *dividir* números exponenciales, *resta* los exponentes, siempre y cuando todos los exponentes tengan la misma base. Estas reglas se expresan en términos algebraicos como

$$(x^a)\,(x^b) = x^{a+b}$$

$$\frac{x^a}{x^b} = x^{a-b}$$

Tabla C.1 Potencias positivas de diez

$10^0 = 1$
$10^1 = 10$
$10^2 = 10 \times 10 = 100$
$10^3 = 10 \times 10 \times 10 = 1000$
$10^4 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 10\,000$
$10^5 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 100\,000$
$10^6 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 1\,000\,000$
$10^{23} = 100\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$

Tabla C.2 Potencias negativas de diez

$10^{-2} = 1/10 = 0.1$
$10^{-2} = 1/100 = 1.01$
$10^{-3} = 1/1000 = 1.001$
$10^{-4} = 1/10\,000 = 1.0001$
$10^{-5} = 1/100\,000 = 0.0001$
$10^{-6} = 1/1\,000\,000 = 0.000001$
⋮
$10^{-13} = 1/10\,000\,000\,000\,000 = 0.0000000000001$

Hea quía lgunose jemplos.

$$(10^6)\,(10^4) = 10^{6+4} = 10^{10}$$

$$(10^6)\,(10^{-4}) = 10^{6+(-4)} = 10^{6-4} = 10^2$$

$$(10^{-5})\,(10^2) = 10^{(-5)+2} = 10^{-5+2} = 10^{-3}$$

$$(10^{-7})\,(10^{-3}) = 10^{(-7)+(-3)} = 10^{-7-3} = 10^{-10}$$

$$\frac{10^{14}}{10^6} = 10^{14-6} = 10^8$$

$$\frac{10^6}{10^{23}} = 10^{6-23} = 10^{-17}$$

$$\frac{10^{-10}}{10^{-6}} = 10^{(-10)(-6)} = 10^{-10+6} = 10^{-4}$$

$$\frac{10^3}{10^{-2}} = 10^{3-(-2)} = 10^{3+2} = 10^5$$

$$\frac{10^{-8}}{10^4} = 10^{(-8)-4} = 10^{-12}$$

$$\frac{10^7}{10^7} = 10^{7-7} = 10^0 = 1$$

Los problemas en los que interviene un coeficiente (una parte numérica) y un número exponencial se resuelven multiplicando (o dividiendo) los coeficientes y los números exponenciales por separado.

EJEMPLO C.1 Multiplicación de números exponenciales (sin usar calculadora)

Evalúal ae xpresións iguientes inu sarc alculadora.

$$(1.2 \times 10^5)(2.0 \times 10^9)$$

SOLUCIÓN Primero,m ultiplical osc oeficientes.

$$1.2 \times 2.0 = 2.4$$

En seguida, multiplica las cantidades exponenciales sumando los exponentes de los términos que se multiplican, siempre y cuando todos los exponentes sean potencias de 10.

$$10^5 \times 10^9 = 10^{5+9} = 10^{14}$$

Lar espuestac ompletae s 2.4×10^{14}.

EJERCICIO C.1

Evalúal ae xpresións iguiente.

$$(3.40 \times 10^8)(2.09 \times 10^7)$$

EJEMPLO C.2 Operaciones exponenciales con calculadora sencilla

Evalúal ae xpresións iguientee mpleandou nac alculadoras encilla.

$$\frac{8.0 \times 10^{11}}{1.6 \times 10^4}$$

SOLUCIÓN Primero,d ividel osc oeficientes.

$$\frac{8.0}{1.6} = 5.0$$

A continuación, divide las cantidades exponenciales restando el exponente del denominadord ele xponented eln umerador.

$$\frac{10^{11}}{10^{4}} = 10^{11-4} = 10^{7}$$

Lar espuestae s 5.0×10^{7}.

EJERCICIO C.2

Evalúal ae xpresións iguiente.

$$\frac{9.21 \times 10^{-3}}{3.15 \times 10^{-7}}$$

EJEMPLO C.3 Operaciones exponenciales con calculadora científica

Evalúal ae xpresións iguientee mpleandou nac alculadorac ientífica.

$$\frac{1.2 \times 10^{14}}{4.0 \times 10^{6}}$$

SOLUCIÓN Digita 1.2, oprime la tecla [Exp] (o la tecla EE, según el tipo de calculadora) para entrar al modo exponencial, y luego digita 14, el exponente. Ahora, oprime la tecla [÷] seguida del número 4.0, la tecla [Exp] y el número 6. Por último, oprime la tecla [=] yl eel ar espuestae nn otaciónc ientífica.

Lar espuestae s 3.0×10^{7}.

EJERCICIO C.3

Evalúal ae xpresións iguientee mpleandou nac alculadorac ientífica.

$$\frac{6.31 \times 10^{6}}{7.84 \times 10^{8}}$$

EJEMPLO C.4 Operaciones complejas con calculadora científica

Evalúal ae xpresións iguientee mpleandou nac alculadorac ientífica.

$$\frac{(3 \times 10^{7})\,(8 \times 10^{-3})}{(6 \times 10^{2})\,(2 \times 10^{-1})}$$

Captura el número 3×10^{7} como se explicó en el ejemplo anterior. Luego, oprime la tecla [×]. Para capturar 8×10^{-3} oprime 8, luego la tecla [Exp] y luego 3, el exponente, seguido de la tecla [+/-] para cambiar el signo del exponente a negativo. Para dividir, oprime la tecla [÷], captura el número 6×10^{2}, oprime la tecla [×] y captura el número final (2×10^{-1}) oprimiendo 2, la tecla [Exp], luego 1 (el exponente) seguido de la tecla [+/-].P orú ltimo,o prime [=] yl eel ar espuestae nn otaciónc ientífica.

Lar espuestae s 2×10^{3}.

Las multiplicaciones y divisiones de problemas como éste se pueden efectuar en el or-
denq uer esultec onveniente,n oi mporta cuals ea.

EJERCICIO C.4

Evalúal ae xpresións iguiente.

$$\frac{(3.3 \times 10^{-4})\,(8.9 \times 10^{8})}{(7.1 \times 10^{-3})\,(4.2 \times 10^{2})}$$

Hay sólo otra función matemática relacionada con los números exponenciales que es importante para nosotros. ¿Qué ocurre cuando se eleva un número exponencial a una potencia?B astac onm ultiplicare le xponentep orl ap otencia.P ore jemplo,

$$(10^{3})^{3} = 10^{9}$$
$$(10^{-2})^{4} = 10^{-8}$$
$$(10^{-5})^{-3} = 10^{15}$$

Si el número exponencial está combinado con un coeficiente, es necesario elevar las dos partes del número a la potencia indicada, como en el ejemplo que sigue.

$$(2 \times 10^{3})^{2} = 2^{2} \times (10^{3})^{2} = 4 \times 10^{6}$$

En los problemas que siguen y en el capítulo 3 de este libro encontrarás más detalles sobre los números exponenciales y más oportunidades de practicar con ellos.

Problemas

1. Expresal asc antidadess iguientese nn otaciónc ientífica.
   a. 0.00001
   b. 10 000 000
   c. 0.0034
   d. 0.0000107
   e. 4 500 000 000
   f. 406 000
   g. 0.02
   h. 124×10^{3}
2. Efectúa las operaciones siguientes. Expresa los números enn otaciónc ientífica.
   a. $(4.5 \times 10^{13})\,(1.9 \times 10^{-5})$
   b. $(6.2 \times 10^{-5})\,(4.1 \times 10^{-12})$
   c. $(2.1 \times 10^{-6})^{2}$
   d. $\dfrac{(4.6 \times 10^{-12})}{(2.1 \times 10^{3})}$
   e. $\dfrac{(9.3 \times 10^{9})}{(3.7 \times 10^{-7})}$
   f. $\dfrac{(2.1 \times 10^{5})}{(9.8 \times 10^{7})}$
   g. $\dfrac{(4.3 \times 10^{-7})}{(7.6 \times 10^{22})}$

Respuestas a los ejercicios

C.1 7.11×10^{15}
C.2 2.92×10^{4}
C.3 8.05×10^{-3}
C.4 9.8×10^{4}

Respuestas a los problemas

1. a. 1×10^{-5}
b. 1×10^{7}
c. 3.4×10^{-3}
d. 1.07×10^{-5}
e. 4.5×10^{9}
f. 4.06×10^{5}
g. 2×10^{-2}
h. 1.24×10^{5}

2. a. 8.6×10^{8}
b. 2.5×10^{-16}
c. 4.4×10^{-12}
d. 2.2×10^{-15}
e. 2.5×10^{16}
f. 2.1×10^{-3}
g. 5.7×10^{-30}

Apéndice

D

Uso de factores de conversión para resolver problemas

Muchos problemas de química se resuelven aplicando un método que consiste en hacer conversiones de un tipo de unidad a otro. Esta estrategia se conoce como *análisis dimensional* o *método de factores de conversión*. Como quiera que se le llame, este método utiliza unidades —como L, mi/hora, cm/min o g/cm^3— como ayuda para plantear y resolver problemas. La estrategia general consiste en multiplicar la cantidad conocida (¡y sus unidades!) por uno o más factores de conversión que permitan obtener la respuesta en las unidades deseadas.

Cantidad y unidad conocidas × Factor de conversión = Respuesta (en la unidad deseada)

La práctica es el mejor recurso para aprender este método. Te invitamos a aprenderlo ahora para ahorrarte mucho tiempo y esfuerzo más adelante.

D.1 Conversiones dentro de un sistema

Las cantidades se pueden expresar en diversas unidades. Por ejemplo, puedes adquirir bebidas por lata de 12 oz o por pintas, cuartos, galones o litros. Si deseas comparar precios, es necesario que sepas convertir de una unidad a otra. Una conversión de este tipo cambia los números y las unidades, pero no modifica la cantidad. Tu peso actual, por ejemplo,n oc ambiaa unques ee xpresee nl ibras,o nzaso k ilogramos.

Ya sabes que multiplicar un número por 1 no modifica su valor. Multiplicar por una fracción igual a 1 también deja el valor intacto. Una fracción es igual a 1 cuando el numeradore si guala ld enominador.P ore jemplo,s abemosq ue

$$1 \text{ pie} = 12 \text{ pulg}$$

Dividiendoa mbosl adose ntre1 2p ulgs et iene

$$\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}} = 1$$

De modo análogo, si se dividen ambos lados entre 1 pie se tiene

$$\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} = 1$$

Ahora, si deseas convertir un valor de pulgadas a pies, puedes hacerlo eligiendo una de las fracciones anteriores como *factor de conversión*. ¿Cuál debes elegir? ¡La que proporcione una respuesta con las unidades correctas! Conviene ilustrar esto con un ejemplo.

EJEMPLO D.1 **Uso de factores de conversión**

Mi cama tiene 72 pulg de largo. ¿Cuál es su longitud en pies?

SOLUCIÓN Ya sabes la respuesta, por supuesto, pero conviene mostrar *cómo* se obtiene la respuesta mediante el análisis dimensional. Es necesario multiplicar 72 pulg por una de las fracciones anteriores. ¿Por cuál? La cantidad y unidad conocida es 72 pulg.

$$72 \text{ pulg} \times \text{factord ec onversión} = ? \text{ pie}$$

Como factor de conversión elige la fracción que, al insertarla en la ecuación, elimine la unidad pulg y se convierta en la unidad *pie*.

$$72 \text{ pulg} \times \frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}} = 6.0 \text{ pies}$$

Supón que hubieras utilizado el otro factor de conversión (con el que no se eliminan unidades)

$$72 \text{ pulg} \times \frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} = \frac{860 \text{ pulg}^2}{\text{pie}}$$

¡El resultado es absurdo! ¿Cómo puede una cama medir 860 pulg^2/pie? Normalmente, la elección entre las dos respuestas posibles no presenta dificultad alguna.

Una de las ventajas del sistema métrico es la facilidad de conversión entre unidades. Intentaremos demostrarlo con algunos ejemplos. Recuerda que una lista de valores equivalentes es de hecho una lista de factores de conversión. Así pues, la igualdad

$$1\text{k ilogramo} = 1000 \text{ gramos}$$

sep ueder eorganizarp arao btenerd osf actoresú tiles.

$$\frac{1 \text{ kilogramo}}{1000 \text{ gramos}} \quad \text{y} \quad \frac{1000 \text{ gramos}}{1 \text{ kilogramo}}$$

EJEMPLO D.2 **Conversión de masas métricas**

Convierte 0.371 kg a gramos. (Consulta el apéndice A si es necesario.)

SOLUCIÓN

$$0.371 \text{ kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 371 \text{ g}$$

EJEMPLO D.3 **Conversión de pesos anglosajones**

Convierte0 .371l ba o nzas.(Consultae la péndice As ie sn ecesario.)

SOLUCIÓN

$$0.371 \text{ lb} \times \frac{16 \text{ oz}}{1 \text{ lb}} = 5.94 \text{ oz}$$

EJEMPLO D.4 **Conversión de longitudes métricas**

Convierte 2429 cm a metros.

SOLUCIÓN

$$2429 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 24.29 \text{ m}$$

EJEMPLO D.5 Conversión de longitudes anglosajonas

Convierte 2429 pulg a yardas.

SOLUCIÓN

$$2429 \text{ pulg} \times \frac{1 \text{ yd}}{36 \text{ pulg}} = 67.47 \text{ yd}$$

En las conversiones de unidades anglosajonas, se multiplica y se divide por factores como 16 o 36. En las conversiones métricas, se multiplica y se divide por 100, 1000, y así sucesivamente. Para hacer conversiones métricas basta con desplazar el punto decimal.

Por lo regular, en los problemas no se dan los factores de conversión. Éstos se pueden obtener de listados como los del apéndice A. Sin embargo, es conveniente aprender a hacer conversiones dentro del sistema métrico sin recurrir a tablas. Asimismo, hay que recordar que esta igualdad

$$1\text{c entímetro} = 0.01\text{m etro}$$

sec onviertee ne stao tram ultiplicandoa mbosl adosp or1 00:

$$100\text{c entímetros} = 1\text{m etro}$$

Todase stasf racciones

$$\frac{1 \text{ cm}}{0.01 \text{ m}} \quad \frac{0.01 \text{ m}}{1 \text{ cm}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \quad \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}$$

son factoresd ec onversiónv álidos.

EJEMPLO D.6 Factores de conversión

Con base en el hecho de que 1 mL = 0.001 L, escribe cuatro factores de conversión que relacionenm ililitrosc onl itros.

SOLUCIÓN Los dos primeros factores de conversión se forman acomodando ambos lados de la igualdad en forma de fracción.

$$\frac{1 \text{ mL}}{0.001 \text{ L}} \quad \frac{0.001 \text{ L}}{1 \text{ mL}}$$

Para obtener los otros dos factores de conversión, primero multiplica ambos lados de la igualdad por 1000 (a fin de obtener la igualdad en términos de 1 L).

$$1000 \times 1 \text{ mL} = 1000 \times 0.001 \text{ L}$$

$$1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

Ahora,s implementer eorganizae staú ltimai gualdade nf ormad ef racción.

$$\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}$$

Los factores de conversión 1 mL/0.001 L y 1000 mL/1 L darían exactamente la misma respuesta al utilizarlos en un problema. La única diferencia es la conveniencia. Algunas personasp refierenm ultiplicarp or1 000e nv ezd ed ividire ntre0 .001.

Probemosa h acera lgunaso trasc onversionesd entrod els istemam étrico.

EJEMPLO D.7 Conversión de volúmenes métricos

¿Cuántosm ililitrosc ontieneu nab otellad eb ebidag aseosad e2 L ?

SOLUCIÓN En tu memoria o en las tablas del apéndice A se encuentra este dato:

$$1\ \text{L} = 1000\ \text{mL}$$

$$2\ \text{L} \times \frac{1000\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 2000\ \text{mL}$$

Observa que se eligió el factor de conversión que permite eliminar los litros y obtener la respuestae nl asu nidadesd eseadas:m ililitros.

A veces es necesario efectuar más de una conversión en un problema.

EJEMPLO D.8 Uso de varias conversiones

En muchos países la lata ordinaria de bebida gaseosa contiene 360 mL (redondeados). ¿Cuántas latas de este tamaño se podrían llenar con una botella de 2.0 L?

SOLUCIÓN El problema nos dice que

$$1\text{l ata} = 360\ \text{mL}$$

Lar espuestas ec alculac onb asee ne stae quivalencia.

$$2.0\ \text{L} \times \frac{1000\ \text{mL}}{1\ \text{L}} \times \frac{1\ \text{lata}}{360\ \text{mL}} = 5.6\ \text{latas}$$

EJEMPLO D.9 Uso de varias conversiones

¿Cuántas tabletas de aspirina de 325 mg se pueden elaborar con 275 g de aspirina?

SOLUCIÓN El problema pide convertir el valor *conocido* de 275 g a tabletas, e incluye un factor de conversión necesario.

$$1\text{t ableta} = 325\ \text{mg}$$

Podemos tomar de la memoria o de tablas el otro factor que se necesita.

$$1\ \text{g} = 1000\ \text{mg}$$

Se llega a la respuesta multiplicando el valor conocido por los factores de conversión apropiados.

$$275\ \text{g} \times \frac{1000\ \text{mg}}{1\ \text{g}} \times \frac{1\ \text{tableta}}{325\ \text{mg}} = 846\ \text{tabletas}$$

D.2 Conversiones entre sistemas

Para hacer conversiones de un sistema de medidas a otro, se necesita una lista de equivalencias como las del apéndice A. Pongamos manos a la obra y resolvamos algunos ejemplos.

EJEMPLO D.10 **Conversiones entre los sistemas anglosajón y métrico**

¿Cuántos kilogramos hay en 33 lb?

SOLUCIÓN

$$33 \text{ lb} \times \frac{1.0 \text{ kg}}{2.2 \text{ lb}} = 15 \text{ kg}$$

EJEMPLO D.11 **Conversiones entre los sistemas anglosajón y métrico**

Sabes que pesas 142 lb, pero en la solicitud de empleo te miden tu peso en kilogramos. ¿Cuál es?

SOLUCIÓN De la tabla se tiene que

$$1.00 \text{ lb} = 0.454 \text{ kg}$$

Las olucióne ss encilla.

$$142 \text{ lb} \times \frac{0.454 \text{ kg}}{1.00 \text{ lb}} = 64.5 \text{ kg}$$

EJEMPLO D.12 **Conversión de volúmenes anglosajones a métricos**

Una receta pide 750 mL de leche, pero la taza de medir está calibrada en onzas fluidas. ¿Cuántaso nzasd el eches en ecesitan?

SOLUCIÓN

$$750 \text{ mL} \times \frac{1.00 \text{ oz fl}}{29.6 \text{ mL}} = 25.3 \text{ oz fl}$$

EJEMPLO D.13 **Conversiones complejas de unidades anglosajonas a métricas**

¿Cuántos metros hay en 764 pies? (1.00 m = 39.4 pulg)

SOLUCIÓN

$$764 \text{ pies} \times \frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \times \frac{1.00 \text{ m}}{39.4 \text{ pulg}} = 233 \text{ m}$$

EJEMPLO D.14 **Conversiones múltiples**

¿Cómo describirías a un joven que mide 1.6 m y pesa 91 kg?

SOLUCIÓN

$$1.6 \text{ m} \times \frac{39 \text{ pulg}}{1.0 \text{ m}} \times \frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}} = 5.2 \text{ pies}$$

$$91\ \text{kg} \times \frac{2.2\ \text{lb}}{1.0\ \text{kg}} = 200\ \text{lb}$$

El joven mide 5 pies 2 pulg y pesa 200 lb. Con buena voluntad podrías decir que es algof ornido.

Es posible (y en muchos casos necesario) manipular las unidades tanto del denominador como del numerador de un problema. Sólo recuerda que debes emplear los factores de conversión de modo que se eliminen las unidades no deseadas.

EJEMPLO D.15 Conversiones complejas

Una atleta corre los 100 m planos en 11 s. ¿Cuál es su velocidad en kilómetros por hora?

SOLUCIÓN La velocidad conocida es de 100 m por 11 s.

$$\frac{100\ \text{m}}{11\ \text{s}}$$

Los factores de conversión necesarios se encuentran en tablas o los sabemos de memoria.

$$\frac{100\ \text{m}}{11\ \text{s}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \text{m}} \times \frac{60\ \text{s}}{1\ \text{min}} \times \frac{60\ \text{min}}{1\ \text{h}} = 33\ \text{km/h}$$

Advierte que el primer factor de conversión transforma m en km. Se necesitan dos factores para convertir s a h. Observa además que se podrían haber aplicado primero los factoresq uec onviertent s a h yd espuésc onvertir m a km. La respuesta sería la misma.

EJEMPLO D.16 Conversiones complejas

Si tu corazón late a razón de 72 veces por minuto, y tu expectativa de vida es de 70 años, ¿cuántasv ecesl atirát uc orazónd urante todat uv ida?

SOLUCIÓN En el problema se dan dos equivalencias.

$$72\text{l atidos} = 1\ \text{min}$$
$$1\text{v ida} = 70\ \text{años}$$

Las otras tres que necesitas las conoces de memoria.

$$1\ \text{año} = 365\ \text{días}$$
$$1\ \text{día} = 24\ \text{h}$$
$$1\ \text{h} = 60\ \text{min}$$

Parte ahora del factor 72 latidos/min (las cantidades y unidades conocidas) y aplica los factores de conversión según se requiera para obtener una respuesta en latidos/vida (las unidades deseadas).

$$\frac{72\ \text{latidos}}{1\ \text{min}} \times \frac{60\ \text{min}}{1\ \text{h}} \times \frac{24\ \text{h}}{1\ \text{día}} \times \frac{365\ \text{días}}{1\ \text{año}} \times \frac{70\ \text{años}}{1\ \text{vida}} =$$

$$2\,600\,000\,000\text{l atidos/vida}$$

Problemas

1. Con base en la información que se proporciona en el apéndice A, calcula cuántas onzas fluidas hay en 2.00 L.
2. Con base en la información que se proporciona en el apéndice A, convierte 1 pie 3 pulg a centímetros.
3. 2 lb 6 oz = _____ kg
4. 2.46 kg = _____ oz (avoir.)
5. 6.34×10^3 cm = _____ pies
6. 8.00g ald eg asolina = _____L d eg asolina

Respuestas a los problemas

1. 67.8 oz fl
2. 38.1 cm
3. 1.08 kg
4. 86.6 oz
5. 208 pies
6. 30.2L d eg asolina

Ene lc apítulo3 d ee stel ibroe ncontrarásm áse jemplos,e jerciciosy p roblemas.

Apéndice E

Glosario*

acción humectante Capacidad de un líquido, especialmente del agua, para distribuirse de forma uniforme como una película fina sobre una superficie. La acción humectante aumenta cuando se reduce la tensión superficial. [13.3]

acetal Átomo de carbono unido a dos grupos —OR, un —R y un —H. Un acetal está presente, entre otras sustancias, en los enlaces de los disacáridos. [20.1]

ácido Sustancia que produce iones hidrógeno o, en términos más precisos, iones hidronio, H_3O^+, en solución. [6.8, 10.12, 16.1]

ácido carboxílico Compuesto que contiene el grupo carboxilo (—COOH). [6.8, 19.11]

ácido débil Ácido que se ioniza sólo en escasa medida (menos de 5%) en agua. [16.2]

ácido desoxirribonucleico (DNA) Tipo de ácido nucleico presente principalmente en el núcleo de las células. [20.4]

ácido diprótico Ácido con dos átomos de hidrógeno ionizables (ácidos) por molécula. [16.1]

ácido estándar Ácido cuya concentración se conoce con precisión. En una titulación se utiliza un ácido estándar para determinar la concentración de una base. [16.12]

ácido fuerte Ácido que se ioniza totalmente en agua. [16.2]

ácido graso Ácido carboxílico con una larga cadena de hidrocarburo (por lo regular con 10 a 20 átomos de carbono). [20.2]

ácido monoprótico Ácido con un solo átomo de hidrógeno ionizable (ácido) por molécula. [16.2]

ácido nucleico Polímero, presente en toda célula viva, de unidades repetitivas llamadas nucleótidos. Los DNA y RNA son ácidos nucleicos. (*Véase también* nucleótido.) [20.4]

ácido ribonucleico (RNA) Forma de ácido nucleico que se encuentra principalmente en el citoplasma, pero que también está presente en otras partes de la célula; interviene en la síntesis de proteínas. [20.4]

ácido triprótico Ácido con tres átomos de hidrógeno ionizables (ácidos) por molécula. [16.1]

actínidos Grupo de catorce elementos de número atómico del 90 al 103. [7.9]

agente emulsificante Sustancia que estabiliza las emulsiones. [14.9]

agente oxidante Reactivo que acepta electrones y se reduce al mismo tiempo que otra sustancia se oxida. [10.8, 17.3]

agente reductor Reactivo que dona los electrones y se oxida al mismo tiempo que otra sustancia se reduce. [10.8, 17.3]

agua de hidratación *Véase* hidrato.

*Para más información, consulta las secciones o páginas que se muestran entre corchetes.

álcali Sustancia que presenta las propiedades de una base. (*Véase también* base.) [16.1]

alcanos Compuestos de hidrógeno y carbono con enlaces sencillos; los hidrocarburos saturados. [19.2]

alcohol Compuesto orgánico que contiene un grupo hidroxilo, —OH, como sustituyente que ocupa el lugar de uno o más átomos de hidrógeno de un hidrocarburo. [19.7]

alcohol desnaturalizado Etanol (alcohol etílico) al que se han añadido sustancias tóxicas o nocivas para hacerlo no apto para su consumo como bebida. [19.7]

alcohol primario Alcohol cuyo grupo —OH está unido a un carbono primario (un átomo de carbono unido a un solo grupo alquilo o arilo y a dos átomos de hidrógeno). [19.7]

alcohol secundario Alcohol cuyo grupo —OH está unido a un carbono secundario (un átomo de carbono unido a dos grupos alquilo o arilo y a un átomo de hidrógeno). [19.7]

alcohol terciario Alcohol cuyo grupo —OH está unido a un carbono terciario (un átomo de carbono unido a tres grupos alquilo o arilo). [19.7]

alcoholes polihidroxilados Alcoholes que contienen más de un grupo —OH. [19.7]

aldehído Compuesto orgánico que contiene un grupo carbonilo ligado a un átomo de hidrógeno, por un lado, y también a un átomo de hidrógeno o a un grupo alquilo o arilo. [19.10]

aldosa Monosacárido que contiene un grupo aldehído. [20.1]

alifático Término que se aplica a los hidrocarburos que no contienen anillos bencénicos. [19.6]

alótropos Dos o más formas físicas de un elemento en el mismo estado; por ejemplo: el diamante y el grafito, que son alótropos del carbono. [7.7, 13.5]

alquenos Hidrocarburos que contienen uno o más dobles enlaces; hidrocarburos insaturados. [19.5]

alquinos Hidrocarburos que contienen uno o más triples enlaces; hidrocarburos insaturados. [19.5]

amida Compuesto orgánico con un grupo funcional que contiene un átomo de carbono unido con un doble enlace a un átomo de oxígeno y por un enlace sencillo a un átomo de nitrógeno. [19.12]

amina Compuesto orgánico derivado del amoniaco por sustitución de uno, dos o tres átomos de hidrógeno del NH_3 por el mismo número de grupos alquilo o arilo. [19.12]

aminoácido Sustancia que contiene un grupo amino, —NH_2, y un grupo carboxilo, —COOH. Ambos grupos están unidos al mismo átomo de carbono en los α-aminoácidos, que son los componentes básicos de las proteínas. [20.3]

aminoácido esencial Uno de los ocho aminoácidos que no se producen en el cuerpo humano y que deben incluirse en la dieta. [20.3]

amoniaco acuoso Solución acuosa de amoniaco, NH_3. Es una base débil. [16.3]

amortiguador Par de sustancias químicas, un ácido débil y su sal, o una base débil y su sal, que, si están presentes en una solución dada, mantienen el pH casi constante cuando se agregan pequeñas cantidades de ácido o base a la solución. [16.11]

análisis dimensional (también llamado método de factores de conversión). Estrategia para resolver problemas, en la que la cantidad y las unidades dadas se multiplican por una o más relaciones entre cantidades equivalentes para obtener una respuesta en las unidades deseadas. (*Véase* factor de conversión.) [3.3, 3.6]

anfiprótico Término que se aplica a las sustancias capaces de aceptar o donar un protón*. [16.6] *Por ejemplo el agua (H_2O)

anfótero Término que se aplica a las sustancias capaces de reaccionar tanto con un ácido como con una base. Ciertos metales y ciertos hidróxidos metálicos son anfóteros. [16.5]

anión Ion con carga negativa. [6.1, 7.3]

ánodo Electrodo de una celda electroquímica en el que se lleva a cabo la oxidación (pérdida de electrones). [5.1, 17.7]

areómetro (o hidrómetro) Dispositivo que se calibra de modo que se pueda determinar directamente la densidad relativa del líquido en el que flota, leyendo la cifra del vástago del areómetro que coincide con la superficie del líquido. [3.10]

atmósfera (unidad de presión). Una presión de 1 atmósfera sostiene una columna de mercurio de 760 mm. 1 atm = 760 mm Hg = 760 torr = 14.7 lb/pulg^2 = 101.325 kPa. [12.3]

átomo La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento. [2.3]

azúcar reductor Azúcar que debe tener disponible un grupo aldehído capaz de ser oxidado a un ácido por un agente oxidante suave, como el ion Cu^{2+}, por ejemplo. [20.1]

balanza analítica Instrumento que permite conocer la masa de una muestra con una aproximación de un décimo de miligramo (una aproximación de 0.0001 g). [3.5]

barómetro Dispositivo que sirve para medir la presión atmosférica. [12.3]

barras de control Barras metálicas (por ejemplo, de cadmio) que absorben neutrones y sirven para regular la rapidez de fisión en un reactor nuclear. [18.9]

base Sustancia que produce iones hidróxido en solución acuosa. También se define como una sustancia capaz de aceptar un ion hidrógeno (un protón). [10.12, 16.1,16.6]

base débil Compuesto que reacciona en escasa medida (menos de 5%) con agua para producir iones hidróxido. [16.3]

base estándar Base cuya concentración se conoce con precisión. En una titulación se utiliza una base estándar para determinar la concentración de un ácido. [16.12]

base fuerte Hidróxido metálico que se disocia totalmente en agua. [16.3]

benceno Hidrocarburo de fórmula C_6H_6, cuyos seis átomos de carbono están todos enlazados unos con otros en forma de anillo, con cada átomo de carbono unido además a un átomo de hidrógeno. [19.6]

calor Forma de energía que se transfiere entre muestras de materia debido a la diferencia entre sus temperaturas respectivas. [3.12]

calor específico Cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de una sustancia en 1°C. Sus unidades son J/(g-°C) y cal/(g-°C). [3.12]

calor molar de fusión Energía necesaria (por lo regular en joules [julios] o calorías) para fundir 1 mol de un sólido. [13.6]

calor molar de vaporización Energía necesaria (por lo regular en joules o calorías) para vaporizar 1 mol de un líquido. [13.4]

caloría Unidad métrica de energía calorífica. Una caloría eleva la temperatura de 1 gramo de agua en 1°C. 1 caloría = 4.184 joules. Una Caloría (con C mayúscula) es igual a una kilocaloría. [3.12]

cambio de entalpía Cambio de energía calorífica (energía liberada o absorbida) de una reacción que se lleva a cabo a presión constante. [11.7]

cambio físico Cambio que no afecta la composición de una sustancia. [2.5]

cambio químico Reacción química; cambio en la constitución (composición) de una sustancia. Se consume una o más sustancias a medida que se forman otras sustancias. [2.5]

capacidad amortiguadora Cantidad máxima de ácido o base que se puede agregar a una solución amortiguada sin que el pH cambie en grado significativo. [16.11]

carbohidrato Sustancia orgánica compuesta de carbono, hidrógeno y oxígeno, que se puede clasificar como un azúcar o como un compuesto constituido por unidades de azúcar. [20.1]

catalizador Sustancia que acelera una reacción química sin sufrir ella misma cambios químicos. [10.1, 15.2]

catión Ion con carga positiva. [6.1, 7.3]

cátodo Electrodo de una celda electroquímica en el que se lleva a cabo la reducción (ganancia de electrones). [5.1, 17.7]

celda electrolítica Celda electroquímica que utiliza electricidad para impulsar una reacción química que en otras condiciones no se llevaría a cabo. [17.8]

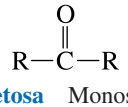
celda electroquímica Todo sistema que, o bien genera una corriente eléctrica a partir de una reacción química, o utiliza una corriente eléctrica para producir una reacción química. (*Véase* celda galvánica y celda electrolítica). [17.8]

celda galvánica (también conocida como celda voltaica) Celda electroquímica que genera una corriente eléctrica mediante una reacción química espontánea. [17.8]

celda voltaica *Véase* celda galvánica.

cero absoluto La temperatura más baja posible: 0 K = −273.15°C. [3.11]

cetona Compuesto orgánico que contiene un grupo carbonilo enlazado a dos grupos alquilo o arilo. Su fórmula general es



[19.10]

cetosa Monosacárido que contiene un grupo cetona. [20.1]

cifras significativas Todos los dígitos ciertos de una medición, más un dígito adicional estimado o redondeado (denominado dígito incierto). [3.8]

cinética química Estudio de la velocidad de las reacciones químicas y de los factores que influyen en ella. [15.1]

coeficiente Número que se antepone a una fórmula química en una ecuación química. [10.3]

combustión espontánea Oxidación rápida que se lleva a cabo cuando una sustancia comienza a arder por sí sola, sin haber sido encendida por una chispa o flama. [17.2]

composición porcentual Lista de los porcentajes en masa (peso) de cada elemento de un compuesto. [9.3]

compuesto Sustancia pura constituida por dos o más elementos combinados unos con otros químicamente en proporciones fijas. [2.3, 4.1]

compuesto aromático Todo hidrocarburo que contiene un anillo bencénico. [19.6]

compuesto iónico Sustancia química compuesta de iones positivos y negativos. [8.1]

compuesto orgánico insaturado Todo compuesto orgánico que contiene dobles o triples enlaces carbono-carbono; la adición de H_2 produce un compuesto *saturado*. [19.5]

concentración Medida de la cantidad de soluto disuelto en un volumen específico de solución. [9.6, 14.7]

condensación conversión de un vapor en un líquido por enfriamiento del vapor. [13.4]

condensarse Pasar del estado gaseoso al estado líquido. [2.2]

condiciones normales *Véase* temperatura y presión normales.

conductividad Capacidad para transmitir energía calorífica o eléctrica. [4.5]

configuración cis Isómero geométrico en el que dos grupos de referencia están situados del mismo lado de un doble enlace o arreglo anular. [19.5]

configuración electrónica Representación simbólica de la disposición de los electrones de un átomo en subniveles mediante la forma $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ y así sucesivamente. [5.10]

configuración trans isómero geométrico en el que dos grupos de referencia están situados en lados opuestos de un doble enlace o anillo. [19.5]

congelación Proceso por el que un líquido se transforma en sólido al ser enfriado. [2.2, 13.6]

constante de equilibrio Valor (K_{eq}), que se obtiene cuando se sustituyen las concentraciones en el equilibrio en la expresión de la constante de equilibrio a una temperatura específica. [15.6]

constante universal de los gases (*R*) La constante R de la ecuación $PV = nRT$ tiene un valor de 0.0821 L-atm/mol-K. [12.11]

contador Geiger Aparato que detecta y mide la tasa de emisión de radiación ionizante. [18.4]

crenación Proceso por el cual las células se arrugan, encogen y terminan por morir como resultado de hallarse rodeadas de una solución con una concentración de partículas disueltas más alta (solución hipertónica) que la del interior de la célula. [14.10]

cristal Sólido con caras planas que forman ángulos definidos, y cuyos átomos, iones o moléculas están dispuestas conforme a un arreglo tridimensional regular. [8.1]

cuanto El paquete, o incremento de energía radiante, discreto y contable más pequeño que se puede absorber o emitir. [5.3]

curie (Ci) Cantidad de material radiactivo que sufre 3.70×10^{10} desintegraciones por segundo (es el número que produce 1 g de radio). [18.3]

curva de calentamiento Trazado gráfico de la temperatura (eje vertical) en función del tiempo de calentamiento o la energía (eje horizontal). La curva es horizontal en el punto de fusión y en el punto de ebullición. [13.7]

densidad Cociente que se obtiene al dividir la masa de un objeto entre su volumen. [3.10]

densidad relativa Valor (cociente) que se obtiene al dividir la densidad de una sustancia entre la densidad del agua en las mismas condiciones; carece de unidades. [3.10]

desintegración alfa Desintegración radiactiva que produce partículas alfa. [18.1]

desintegración beta Desintegración radiactiva que produce partículas beta. [18.1]

desintegraciones por segundo Medida de actividad nuclear que cuenta el número total de núcleos radiactivos que se descomponen cada segundo al sufrir desintegración nuclear. [18.3]

destilación Método para separar líquidos volátiles hirviendo la mezcla y recolectando el vapor condensado. Este procedimiento de separación se basa en las diferencias de punto de ebullición de los componentes de la mezcla. [13.4]

destilación destructiva Procedimiento consistente en calentar un material en ausencia de oxígeno para obtener productos de descomposición. [19.7]

destilado Muestra de vapor condensado que se obtiene durante la destilación. [13.4]

deuterio Isótopo de hidrógeno, también conocido como hidrógeno pesado, con 1 protón, 1 neutrón y un número de masa de 2. [4.9]

diálisis Paso selectivo de iones y moléculas pequeñas, no moléculas grandes ni partículas coloidales, junto con el disolvente a través de una membrana semipermeable. [14.10]

difusión Mezclado espontáneo de gases a presión constante. [2.2, 12.2]

diol Alcohol con dos grupos hidroxilo (—OH). [19.7]

dipolos Moléculas con centros separados de cargas parciales negativa y positiva. Por ejemplo: en el HCl el átomo de cloro tiene una carga parcial negativa y el átomo de hidrógeno tiene una carga parcial positiva. [13.2]

disacárido Carbohidrato que produce dos monosacáridos (azúcares simples) cuando se hidroliza. [20.1]

disociación Proceso por el que una sustancia química se disgrega en partes componentes más sencillas (moléculas o iones) cuando se funde o se disuelve en un disolvente. [8.1, 10.11]

disolvente Componente de una solución que conserva su estado físico (también: la sustancia presente en mayor cantidad). [9.6, 14.1]

disolver Entrar en solución; mezclar uniforme y totalmente en el nivel molecular. [14.1]

dispersión coloidal Mezcla en la que las partículas de un componente son de tamaño intermedio (de 1 a 100 nm aproximadamente) entre las que están en solución y las que están en suspensión. [14.9]

doble enlace Enlace covalente en el que se comparten dos pares de electrones entre dos átomos. [8.2]

ductilidad Capacidad de un metal de ser estirado (alargado) para formar alambres. [2.5, 4.5]

ecuación de Einstein $E = mc^2$, donde E, m y c representan energía, masa y la velocidad de la luz, respectivamente. [2.9]

ecuación iónica Ecuación química balanceada que muestra todas las sustancias iónicas solubles en agua escritas de forma iónica, en tanto que los sólidos insolubles y las sustancias con enlaces covalentes se escriben de forma molecular. [10.11]

ecuación iónica neta Ecuación química que se obtiene omitiendo los iones espectadores de la ecuación iónica. [10.11]

ecuación nuclear Representación simbólica que muestra el núcleo objetivo y la partícula que lo bombardea en el lado izquierdo de la ecuación, y en el lado derecho, el núcleo producto y la partícula o partículas emitidas. [18.1]

ecuación química Representación simbólica de una reacción química, en la que se muestran las fórmulas químicas de las sustancias presentes antes y después de la reacción química, así como las razones molares de reactivos y productos. [10.1]

efecto Tyndall Dispersión de la luz que produce un haz visible cuando se observa de lado. Este efecto se debe a la presencia de partículas coloidales que dispersan y reflejan la luz lateralmente. [14.9]

electrodo Punto de contacto eléctrico que tiene carga positiva (+) o negativa (−). [5.1]

electrólisis Procedimiento por el que una corriente eléctrica directa (cd) descompone un compuesto o una solución iónica. [4.6, 10.7, 11.7, 17.7]

electrólito Toda sustancia que se disuelve en agua y produce una solución que contiene iones, la cual, por tanto, conduce la electricidad. [8.1]

electrón Partícula con carga negativa y una masa de 0 uma, que ocupa el espacio en torno al núcleo de un átomo. [4.8]

electronegatividad Atracción relativa que un átomo de una molécula ejerce sobre los electrones de un enlace covalente. [8.3]

electrones de valencia Electrones del nivel energético ocupado más externo de un átomo. Puede haber de uno a ocho electrones de valencia. [5.4]

elemento Material compuesto de un solo tipo de átomos; sustancia que no se puede descomponer en sustancias más simples por medios químicos o físicos. [2.3, 4.1]

elementos de transición Elementos de la región central de la tabla periódica, entre las dos columnas de la izquierda y las seis columnas de la derecha, cuyos orbitales *d* internos están parcialmente llenos. [5.9]

elementos de transición interna Elementos de las dos filas de elementos que se representan en la parte inferior de la tabla periódica; tienen subniveles *f* parcialmente llenos. [7.9]

elementos diatómicos Los siete elementos, H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2, que existen como moléculas diatómicas; es decir, como moléculas compuestas de dos átomos. [4.4]

elementos electronegativos Elementos, en especial flúor, oxígeno y nitrógeno, que ejercen una atracción muy intensa sobre los electrones que participan en un enlace químico. [8.3]

elementos representativos Elementos de los grupos A (las primeras dos y las últimas seis columnas) de la tabla periódica. [5.9, 7.2]

elementos transuránicos Todos los elementos que siguen al uranio (número atómico 92) en la tabla periódica. Todos estos elementos son sintéticos y radiactivos. [7.9]

emulsión Tipo de coloide que se produce cuando un líquido se dispersa (no se disuelve) en un líquido o sólido. Ejemplos: mayonesa y mantequilla. [14.9]

energía Capacidad para realizar trabajo o transferir calor. [2.7]

energía cinética (E.C.) Energía que los objetos o moléculas poseen en virtud de su movimiento. E.C. $= \frac{1}{2}mv^2$. [2.7, 12.2]

energía de activación Energía cinética mínima que las moléculas que chocan deben poseer para que una reacción se lleve a cabo. [15.1]

energía de ionización Cantidad de energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso en su estado basal. [5.4, 7.4]

energía de primera ionización Cantidad de energía necesaria para extraer el electrón más externo de un átomo gaseoso en su estado basal. [7.4]

energía potencial Energía almacenada que un objeto posee en virtud de su posición (por ejemplo, en la cima de una colina) o de su composición química (enlaces químicos). [2.7]

enlace covalente Par de electrones compartido por dos átomos de una molécula. [8.2]

enlace covalente coordinado Enlace químico que se forma cuando un átomo dona los dos electrones que se comparten en un enlace covalente. [8.11]

enlace covalente no polar Enlace químico en el que uno o más pares de electrones se comparten por igual entre dos átomos del mismo elemento. [8.2]

enlace covalente polar Enlace covalente en el que los electrones no se comparten por igual debido a diferencias de electronegatividad (atracciones desiguales) entre los átomos unidos por el enlace. [8.4]

enlace iónico Atracción entre iones de carga opuesta. [8.1]

enlace metálico Enlace entre átomos de elementos metálicos para formar sólidos donde los iones metálicos positivos están dispuestos en una formación tridimensional regular y los electrones de valencia se mueven libremente por todo el cristal. [8.5]

enlace peptídico Enlace amida que enlaza diversos aminoácidos para formar cadenas que constituyen polipéptidos y proteínas. [20.3]

enlace sencillo Enlace covalente en el que se comparte un par de electrones entre dos átomos. [8.2]

enlaces químicos Fuerzas de atracción que mantienen unidos los átomos o iones en un compuesto químico. [8-intro, 8.1]

entropía Medida del desorden de un sistema, cuyo símbolo es "S". Una ΔS positiva representa un aumento en el desorden de un sistema. [11.7]

enzima Proteína que actúa como catalizador biológico; cada enzima es sumamente específica respecto a una reacción biológica determinada. [15.2, 20.3]

equilibrio (dinámico) Estado de balance dinámico en el que las velocidades de los procesos directo e inverso son iguales. [13.4, 15.3]

equilibrio químico Sistema dinámico en el que las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes, y la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa. [15.3]

escala Celsius Escala de temperatura según la cual el agua se congela a 0°C y hierve a 100°C a la presión normal (1 atm). [3.12]

escala Fahrenheit Escala de temperatura según la cual el agua se congela a 32°F y hierve a 212°F a la presión normal (1 atm). [3.12]

escala Kelvin Escala de temperatura en la que las temperaturas se expresan en kelvin (K); la temperatura más baja posible, el cero absoluto (−273.15°C) se define como 0 K. K = °C + 273.15. [3.11]

espectro continuo El "arcoiris" que comprende todas las longitudes de onda del espectro visible. [5.2]

espectro de líneas Espectro que consiste en las líneas discretas que forman las longitudes de onda producidas por átomos cuyos electrones están excitados. [5.3]

espectro visible Todas las longitudes de onda del espectro electromagnético que son visibles (rojo, naranja, amarillo, verde, azul, índigo y violeta). [5.2]

espectroscopio Instrumento que separa la luz visible en longitudes de onda discretas que tienen "los colores del arcoiris". [5.3]

espuma Tipo de coloide que se produce cuando se dispersa un gas en un líquido o sólido. Ejemplos: crema de rasurar y malvaviscos. [14.9]

estado basal Disposición más estable de los electrones de un átomo. [5.4]

estado excitado Estado de un átomo que tiene un electrón o electrones en niveles de energía más altos que su estado más estable (conocido como estado basal). [5.4]

estados de la materia (también conocidos como estados físicos). Los tres estados físicos, sólido, líquido y gaseoso, en los que la materia puede existir, según su temperatura. [2.2]

estequiometría Cálculos que se ocupan de las cantidades de sustancias y de los cambios de energía que intervienen en las reacciones químicas. [11-intro]

esteroides Clase de lípidos que tienen una compleja estructura de cuatro anillos (tres anillos de seis átomos de carbono y un anillo de cinco átomos de carbono) y actividad biológica específica. [20.5]

estructura primaria de las proteínas Secuencia de aminoácidos de las proteínas. [20.3]

estructura secundaria de las proteínas Disposición enroscada o de láminas plegadas que asume una cadena de polipéptido o una proteína. [20.3]

estructura terciaria de las proteínas Forma globular tridimensional general que asume una proteína al plegarse alrededor de sí misma. [20.3]

estructuras de resonancia Dos o más estructuras de Lewis con la misma disposición de átomos pero diferente disposición de los electrones. [8.7]

etanol CH_3CH_2OH; su nombre común es alcohol etílico. [19.7]

éteres Compuestos orgánicos de estructura R—O—R. [19.9]

evaporación Conversión de un líquido volátil en un gas (vapor). [13.4]

exactitud Aproximación con que las mediciones experimentales coinciden con el valor real. [3.7]

experimento Investigación controlada que se propone ensayar u obtener datos, poner a prueba o establecer una hipótesis, o ilustrar una ley científica conocida. [1.3]

expresión de la constante de equilibrio Ecuación matemática donde la constante de equilibrio, K_{eq}, es igual al producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos de reacción dividido entre el producto de las concentraciones de los reactivos, cada una elevada a una potencia igual al coeficiente que lleva en la ecuación química balanceada. [15.6]

factor de conversión Fracción con un conjunto de unidades, como 24 h/día, por ejemplo, que sirve, al resolver problemas, para convertir una cantidad dada en ciertas unidades en una cantidad en las unidades deseadas. [3.3]

familia de elementos *Véase* grupo de elementos.

familia de los halógenos Elementos del grupo VIIA de la tabla periódica. [4.4]

familia química *Véase* grupo de elementos.

fenoles Compuestos orgánicos con un grupo hidroxilo, —OH, unido a un benceno por un enlace covalente. La fórmula general de los fenoles es Ar—OH. [19.8]

fisión nuclear Proceso de desintegración radiactiva en el que ciertos núcleos pesados absorben un neutrón y en seguida se parten en núcleos más ligeros, con emisión simultánea de varios neutrones y cierta cantidad de energía. [18.9]

fluorescer Cuando una sustancia emite luz visible al ser bombardeada con radiación UV u otras formas de radiación de alta energía. [5.2]

fluorocarbonos Compuestos que contienen flúor y carbono. [7.7]

forma alfa (de acetales y hemiacetales). Una de las dos posiciones relativas del grupo —OH de un hemiacetal o de un grupo —OR de un acetal. [20.1]

forma angular (doblada) Disposición no equilibrada de los átomos de una molécula, en la que los átomos no están ligados conforme a un arreglo lineal A—B—A. [8.9]

forma beta (de acetales y hemiacetales). Una de las dos posiciones relativas del grupo —OH de un hemiacetal o de un grupo —OR de un acetal. [20.1]

forma lineal Disposición de los átomos de una molécula en la cual éstos se encuentran enlazados unos con otros en línea recta. [8.8]

forma piramidal Disposición de átomos en la que tres átomos están enlazados a un átomo central, de modo que los cuatro átomos no yacen en un plano, sino que constituyen una forma como la de una cámara u otro objeto sujeto a un trípode. [8.10]

forma tetraédrica Forma geométrica tridimensional que tiene cuatro caras triangulares. Una molécula de *forma tetraédrica* es aquélla que tiene cuatro átomos situados en los cuatro vértices de un tetraedro enlazados a un átomo central, formando ángulos de 109°. [8.8]

forma trigonal plana Disposición de tres átomos unidos a un átomo central de modo tal que los cuatro átomos yacen en un mismo plano formando tres ángulos de 120° cada uno. [8.8]

fórmula empírica (fórmula más simple) Fórmula química que muestra las proporciones enteras más simples de los átomos de cada elemento en un compuesto. [9.7]

fórmula estructural Fórmula química que muestra cómo están unidos los átomos unos con otros utilizando una sola línea para representar un enlace sencillo entre átomos, líneas dobles para los dobles enlaces, y tres líneas paralelas para los triples enlaces. [19.3]

fórmula estructural condensada Representación simplificada de una fórmula estructural, que muestra los átomos de hidrógeno agrupados en torno al átomo de carbono al cual están enlazados; es decir: se omiten los enlaces sencillos con átomos de hidrógeno. [19.3]

fórmula molecular Fórmula química que proporciona el número real de átomos de cada tipo presentes en una molécula de la sustancia. [4.11, 9.7]

fórmula química Forma simbólica de representar la composición de una sustancia mediante símbolos de los elementos y subíndices que representan el número correcto de átomos de cada clase. [4.7, 4.12, 6.3-6.10]

fotón Paquete pequeñísimo de radiación electromagnética. [5.3]

frecuencia Número de crestas de una onda que pasan por un punto dado en un segundo. [5.2, 5.3]

frecuencia de colisiones Número de colisiones entre partículas por unidad de tiempo. [15.1]

fuerzas (de dispersión) de London Fuerzas débiles de atracción entre moléculas, debidas a desplazamientos de electrones en moléculas no polares que producen dipolos temporales. [13.2]

fuerzas de van der Waals Fuerzas intermoleculares de atracción; es decir: las fuerzas que se ejercen entre moléculas vecinas. [13.2]

fuerzas interiónicas Fuerzas de atracción entre iones de sólidos iónicos cristalinos. [13.2]

fuerzas intermoleculares Fuerzas de atracción entre moléculas vecinas. [13.1, 13.2]

fuerzas intramoleculares Fuerzas que mantienen unidos los átomos de una molécula debido a la formación de enlaces químicos. [13.2]

fusión Proceso que se lleva a cabo cuando un sólido se transforma en líquido. [13.6]

fusión nuclear Unión de dos núcleos pequeños para formar un núcleo más grande, con transformación simultánea de parte de su masa en energía. [18.11]

galvanoplastia Procedimiento electrolítico mediante el cual se deposita una capa fina de un metal sobre la superficie de otro metal. [17.7]

gas Estado de la materia que carece de forma y volumen definidos. [2.2]

gas ideal Gas que obedece exactamente las leyes de los gases en todas las condiciones. [12.11]

gas real Gas cuyo comportamiento no se ajusta a las leyes de los gases. (*Véase también* gas ideal.) [12.11]

gases nobles Elementos que no se combinan en condiciones ordinarias con otros elementos y se ubican en la columna de la derecha de la tabla periódica. [4.5]

gramo Unidad métrica de masa equivalente a 0.001 kg. El kilogramo es la cantidad básica de masa en el SI. (1 lb = 454 g.) [3.1, 3.5]

grasa poliinsaturada Líquido aceitoso, típicamente un aceite vegetal, que contiene una proporción relativamente grande de ácidos grasos con dos o más dobles enlaces. [20.2]

grasa saturada Éster de glicerol y ácidos grasos que tiene proporciones relativamente grandes de ácidos grasos saturados. (*Véase también* hidrocarburo saturado.) [20.2]

grupo alquilo Grupo derivado de un hidrocarburo (se representa como —R) que se forma al quitar un átomo de hidrógeno a un alcano. [19.4]

grupo amino El grupo $—NH_2$. [19.12]

grupo arilo Grupo que contiene un anillo bencénico (su símbolo es —Ar) y forma parte de una molécula orgánica grande. [19.6]

grupo carbonilo Grupo funcional orgánico que tiene la estructura siguiente: $>C{=}O$ [19.10]

grupo carboxilo El grupo —COOH; está presente en todos los ácidos orgánicos. [6.8, 16.1, 19.11]

grupo de elementos Columna vertical de elementos de la tabla periódica. [4.4, 7.2]

grupo etilo Grupo alquilo $CH_3CH_2—$; se obtiene quitando un átomo de hidrógeno al etano. [19.4]

grupo fenilo El grupo arilo, C_6H_5, que se obtiene extrayendo un átomo de hidrógeno de un benceno. [19.6]

grupo funcional Grupo específico de átomos, como un grupo carboxilo o hidroxilo, por ejemplo, que imparte a un compuesto orgánico ciertas propiedades características. [19.7]

grupo isopropilo El grupo alquilo $CH_3\underset{\displaystyle|}{C}HCH_3$ derivado del propano por extracción de un átomo de hidrógeno de su carbono medio, que es el sitio de unión de un grupo sustituyente. [19.4]

grupo metilo El grupo alquilo $CH_3—$; se obtiene extrayendo un átomo de hidrógeno del metano. [19.4]

grupo propilo El grupo alquilo $CH_3CH_2CH_2—$; se obtiene del propano quitando un átomo de hidrógeno al átomo de carbono del extremo de la cadena de tres carbonos. [19.4]

halogenuro de alquilo Compuesto que se forma al sustituir un átomo de hidrógeno de un alcano por un átomo de halógeno. [19.2]

hemiacetal Átomo de carbono ligado a cuatro grupos diferentes (—OH, —OR, —R y —H); está presente en ciertos azúcares simples llamados aldosas. [20.1]

hemólisis Ruptura de las células de la sangre por adición de una solución hipotónica. [14.10]

hidratación Proceso por el que las moléculas de agua rodean las partículas de soluto que se están disolviendo. [14.3]

hidrato Compuesto cristalino que contiene un número definido de moléculas de agua, el agua de hidratación, en cada unidad formular. [6.9]

hidrocarburo saturado Compuesto orgánico de átomos de carbono y de hidrógeno, en el que todos los enlaces carbono-carbono son enlaces sencillos. [19.2]

hidrocarburos Compuestos orgánicos que contienen exclusivamente hidrógeno y carbono. [19.2]

hidrogenación Adición de H_2 a compuestos orgánicos insaturados (los que contienen dobles o triples enlaces). [19.5]

hidrólisis Reacción de un compuesto (especialmente una sal) con agua para dar una solución ácida, básica o neutra. [16.10]

hielo Agua en estado sólido (abajo de su punto de fusión). [2.2]

hipótesis Explicación tentativa y razonable de hechos o de una ley. [1.3]

hipótesis de Avogadro Volúmenes iguales de gases a una misma temperatura y presión contienen números iguales de moléculas. [12.9]

homólogos Serie de compuestos, cada uno de los cuales difiere del siguiente de la serie en cierta unidad constante; por ejemplo, —CH_2— en el caso de los alcanos. [19.2]

hormona Mensajero químico que secreta en la sangre una glándula endocrina (sin conductos). [20.5]

impermeable Material a través del cual otros materiales no pueden pasar. [14.10]

indicador ácido-base Colorante, natural o sintético, que cambia de un color a otro a uno o más valores específicos de pH. [16.9]

índice de yodo Gramos de yodo que reaccionan con 100 g de una grasa o aceite; este índice proporciona una medida del grado de insaturación de la muestra. [20.2]

inmiscibles Líquidos que, cuando se mezclan, no se disuelven uno en el otro para dar una solución. [2.2, 14.2]

insoluble No soluble; calificativo que se aplica a las sustancias que no se disuelven en una medida fácilmente apreciable. [14.2]

ion Partícula con carga eléctrica que se forma cuando un átomo o un grupo de átomos gana o pierde electrones. [5.4, 7.3]

ion dipolo Sal interna que se forma cuando un anión y un catión son partes de una misma molécula. Al pH corporal, los aminoácidos existen como iones dipolo. [20.3]

ion espectador Ion que está presente durante una reacción química pero no sufre cambios durante la reacción. Los iones espectadores no se incluyen cuando se simplifica una ecuación iónica para obtener una ecuación iónica neta. [10.11]

ion hidronio El ion H_3O^+, que es un ion hidrógeno (un protón) enlazado a una molécula de agua. [6.8, 16.1]

ion poliatómico Agrupamiento de dos o más átomos unidos por enlaces covalentes, que tiene una carga eléctrica global y actúa como una sola partícula. [6.2]

ionización Formación de iones a partir de átomos o grupos de átomos individuales, por pérdida o ganancia de electrones durante reacciones químicas o por efecto de radiación de alta energía. [5.4]

irradiación Exposición de un material a radiación gamma. [18.8]

isoelectrónico Término que se aplica a las partículas que tienen el mismo número total de electrones, por ejemplo, Na^+, Ne y F^-. [7.3]

isómeros Compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero diferentes fórmulas estructurales; es decir, los átomos están dispuestos y enlazados de forma diferente. [19.2]

isótopos Átomos de un elemento específico que tienen diferente número de neutrones y, por tanto, diferente número de masa. [4.9, 18.1]

IUPAC Siglas de la International Union of Pure and Applied Chemistry (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), que hace recomendaciones sobre nomenclatura química. [19.4]

Joule (julio) Unidad básica de energía calorífica en el SI. 1 caloría = 4.184 joules. [3.12, 11.7]

lantánidos Grupo de catorce elementos de número atómico de 58 a 71. [7.9]

ley (natural o científica) Afirmación que resume hechos experimentales referentes a la naturaleza, en los que el comportamiento es congruente y no presenta excepciones conocidas. [1.3, 2.6]

ley científica *Véase* ley.

ley combinada de los gases Relación matemática en la que intervienen las presiones, volúmenes y temperaturas Kelvin de gases en dos conjuntos de condiciones diferentes. La ecuación tiene la forma $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$. [12.8]

ley de Avogadro Relación matemática según la cual el volumen de un gas a temperatura y presión constantes es proporcional al número de moles (n) del gas; es decir: $V = kn$. [12.9]

ley de Boyle El volumen, V, que ocupa una muestra de gas es inversamente proporcional a la presión, P, a temperatura constante. $P_1V_1 = P_2V_2$. [12.4]

ley de composición definida *Véase* ley de las proporciones definidas.

ley de conservación de la energía (también conocida como primera ley de la termodinámica). No se crea ni se destruye energía durante las reacciones químicas. [2.8, 11.7]

ley de conservación de la masa No se crea ni se destruye (no se gana ni se pierde) masa durante una reacción química. [2.6]

ley de Charles El volumen, V, que una muestra de gas ocupa es directamente proporcional a su temperatura Kelvin, T, a presión constante: $V_1T_1 = V_2T_2$. [12.5]

ley de Dalton de las presiones parciales La presión total que una mezcla de gases ejerce es igual a la suma de las presiones parciales ejercidas por los gases individuales. [12.12]

ley de Gay-Lussac En el caso de una muestra de gas a volumen constante, su presión, P, es directamente proporcional a su temperatura Kelvin, T. $P_1T_1 = P_2/T_2$. [12.6]

ley de las proporciones definidas Un compuesto dado siempre tiene una razón atómica específica y una razón de masa específica (un porcentaje en masa específico) de cada elemento en el compuesto. [2.3, 4.6]

ley de las proporciones múltiples Si dos elementos forman más de un compuesto, las masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento guardan entre sí una proporción simple de números enteros. [4.7]

ley de los volúmenes de combinación Los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos a temperatura y presión constantes presentan entre sí proporciones de números enteros, idénticas a las proporciones molares de la reacción. [12.13]

ley del gas ideal La ecuación $PV = nRT$, mediante la cual se determina cualquiera de las variables P, V y T de una muestra de gas dada; R es la constante universal de los gases. [12.11]

ley periódica Se observa una variación periódica de las propiedades físicas y químicas de los elementos cuando éstos se disponen en orden de número atómico creciente. [7.1]

lípidos Variedad de sustancias grasosas de origen natural, con diversas estructuras y funciones, que son más solubles en disolventes orgánicos que en agua. Ejemplos: grasas, aceites, fosfolípidos y esteroides. [20.2]

líquido Estado de la materia que tiene volumen definido pero adopta la forma del recipiente que lo contiene (excepto que, por lo general, su superficie superior es plana). [2.2]

litro Volumen métrico (SI) que es equivalente a 1000 cm^3 y un poco mayor que un cuarto de galón (1 L = 1.057 qt). [3.4]

longitud de onda Distancia entre las crestas o valles de ondas consecutivas. [5.2]

maleabilidad Capacidad de un metal para cambiar de forma cuando se martilla o se lamina para formar placas delgadas. [2.5, 4.5]

marcadores Isótopos radiactivos que sirven para rastrear un movimiento o localizar zonas de radiactividad en materiales tanto vivientes como inanimados. [18.8]

masa Medida de la cantidad de materia presente en un objeto. [2.1]

masa atómica (media) Promedio ponderado de las masas atómicas de la mezcla de todos los isótopos naturales de un elemento. Esta masa es la que se indica en la tabla periódica. [4.10]

masa crítica Cantidad mínima de un material fisionable, necesaria para que se lleve a cabo una reacción en cadena autosustentable. [18.9]

masa molar (M.M.) Masa en gramos de un mol de cualquier sustancia (átomos, moléculas o unidades formulares); es decir, la suma de las masas atómicas de todos los átomos representados en la fórmula, expresadas en gramos. [4.12, 9.2]

materia Todo lo que tiene masa y, por tanto, también ocupa espacio. [2.1]

mecánica cuántica Teoría de la estructura atómica que se basa en las propiedades ondulatorias de la materia y en la probabilidad de encontrar electrones en niveles y subniveles de energía específicos. [5.5]

mecanismo de reacción Pequeñas reacciones individuales que muestran paso a paso cómo interactúan las moléculas para completar una reacción global. [15.2]

media celda Uno de los dos compartimientos que constituyen una celda galvánica (voltaica). Cada media celda contiene un electrodo y un electrólito. [17.8]

media reacción de oxidación Media reacción balanceada que se escribe para mostrar la pérdida de electrones que ocurre durante la oxidación. [17.6]

media reacción de reducción Media reacción balanceada que se escribe para mostrar la ganancia de electrones que ocurre durante la reducción. [17.6]

menisco Superficie líquida con forma de media luna, debida a la atracción entre el líquido y el vidrio. (En el caso del mercurio el menisco se presenta invertido.) [3.8]

metal alcalino Elemento del Grupo IA (excepto el hidrógeno) de la tabla periódica. [4.4, 5.7]

metal alcalinotérreo Elemento del Grupo IIA de la tabla periódica. [5.7,7.7]

metales Grupo de elementos que se hallan a la izquierda de la línea diagonal escalonada de la tabla periódica. [4.4]

metaloides Elementos cuyos símbolos están situados adyacentes a la línea diagonal escalonada de la tabla periódica, entre los metales y los no metales. Sus propiedades también son intermedias entre las de los metales y las de los no metales. [4.4]

metano Compuesto cuya fórmula es CH_4. Es un gas a temperatura ambiente, y es el componente principal del gas natural. [8.12]

metanol CH_3OH; su nombre común es alcohol metílico. [19.7]

método científico Sistema que consiste en seguir procedimientos específicos para resolver problemas o llevar a cabo investigaciones proyectadas. Implica hacer observaciones y ensayos para formular leyes, hipótesis y teorías. [1.3]

método de factores de conversión *Véase* análisis dimensional.

metro La unidad métrica (o SI) básica de longitud (aproximadamente 39.71 pulg). [3.1]

mezcla Material constituido por dos o más sustancias que pueden estar en proporciones variables y no se combinan químicamente unas con otras. [2.4]

mezcla heterogénea Mezcla de sustancias cuya composición y propiedades no son uniformes en todas sus partes. [2.4]

mezcla homogénea Solución; mezcla que tiene la misma composición y propiedades en todas sus partes. [2.4, 14.1]

mínimo común múltiplo (MCM) El número entero más pequeño entre el que dos factores son divisibles, sin considerar el signo positivo o negativo del número. Por ejemplo, el MCM de 2 y 3 es 6. [6.3]

miscible Término que se aplica a los líquidos que se disuelven uno en otro para formar una solución. [2.2, 14.2]

moderador Sustancia que sirve para desacelerar los neutrones de fisión en el interior de un reactor nuclear. [18.9]

mol (símbolo: mol) Cantidad de una sustancia cuya masa en gramos es numéricamente igual al peso formular de la sustancia (y contiene tantas unidades formulares como átomos hay en exactamente 12 gramos del isótopo carbono 12). Un mol representa 6.022×10^{23} átomos, moléculas, fórmulas unitarias o iones. [4.11, 9.2]

molaridad Unidad de concentración que indica el número de moles de soluto por litro de solución; se expresa en mol/L o M. [9.6, 14.7]

molécula Dos o más átomos unidos por enlaces químicos covalentes que forman un conjunto eléctricamente neutro, de modo tal que la molécula se comporta como una sola partícula con carga eléctrica neutra. [8.2]

molécula polar Molécula en la que los enlaces covalentes polares tienen una disposición tridimensional asimétrica en torno a un átomo central. Molécula que posee una distribución electrónica desequilibrada de modo que existen polos positivos (+) y negativos (−). [8.6, 8.12]

monosacárido Molécula de azúcar simple (con características estructurales de carbohidrato) que se combina con otras unidades de azúcar para formar azúcares complejos. [20.1]

mutarrotación Interconversión (del latín *mutare*: "cambiar") de las formas cíclicas alfa y beta puras de azúcares simples en solución, para dar una mezcla en equilibrio de las dos formas. [20.1]

neutralización Reacción de un ácido con una base para producir una sal y agua. [10.12, 16.1]

neutrón Partícula eléctricamente neutra con una masa de 1 uma, presente en el núcleo de los átomos. [4.8]

nivel energético principal Cualesquiera de los niveles energéticos primordiales de un átomo, que se designan con la letra *n* y a los que asigna un número entero (1, 2, y así sucesivamente). [5.6]

niveles energéticos de los átomos Valores de energía, o regiones en torno al núcleo, permitidos específicos que los electrones pueden ocupar en los átomos. [5.4]

no metales Grupo de elementos con más de 3*e* de valencia y se ubican a la derecha de la línea diagonal escalonada de la tabla periódica. [4.4]

nomenclatura (química) Sistema de nombres y fórmulas que sirve para identificar todas las sustancias químicas. [6-intro]

notación científica Forma de notación exponencial en la que una cifra se expresa como un decimal comprendido entre 0 y 10, multiplicado por 10 elevado a la potencia apropiada; por ejemplo: 6.022×10^{23} partículas por mol. [3.9]

núcleo El centro denso y diminuto de un átomo, que contiene todos los protones y neutrones de éste. El diámetro del núcleo es de aproximadamente 1×10^{-15} m. [4.8]

nucleótido Unidad monomérica de un ácido nucleico. Cada unidad se compone de un azúcar de cinco átomos de carbono (ribosa o desoxirribosa), un fosfato y una amina básica heterocíclica. [20.4]

núclido Núcleo de un átomo determinado que contiene un número específico de neutrones y de protones. [18.1]

número atómico Número de protones presentes en el núcleo de un átomo. [4.8]

número de Avogadro Número de partículas, átomos, iones o moléculas, presentes en un mol de las partículas que se cuentan; es decir: 6.02×10^{23} partículas. [4.11]

número de masa Número total de protones y neutrones de un átomo. [4.8]

número de oxidación (también conocido como estado de oxidación). Carga de un ion simple, o la "carga aparente" que se asigna a un átomo de un compuesto o ion poliatómico. [6.7, 17.1]

número exacto Número carente de dígitos inciertos, por lo que tiene un número infinito de cifras significativas. Número que se obtiene por conteo directo o por definición. [3.8]

octeto de electrones Conjunto de ocho electrones de valencia que están presentes en el nivel energético más externo de los gases nobles que se encuentran a continuación del helio en la tabla periódica. [5.7]

orbital Región comprendida dentro de un subnivel atómico, que puede ser ocupado por un máximo de dos electrones con espines opuestos. Hay orbitales *s*, *p*, *d* y *f*. [5.5, 5.8]

ósmosis Paso selectivo de un disolvente a través de un membrana semipermeable. El sentido del desplazamiento del disolvente es del compartimiento con menor concentración de soluto al de mayor concentración de soluto. [14.10]

oxiácido Ácido cuyo anión contiene uno o más átomos de oxígeno. [6.8]

oxidación Proceso que se lleva a cabo cuando una sustancia se combina con oxígeno, o todo proceso químico en el que hay pérdida de electrones. [8.1, 10.8, 17.2]

par conjugado ácido-base Donador de protones y el ion formado por la pérdida del protón. Las dos especies difieren únicamente en un protón. [16.6]

par electrónico de enlace Par de electrones compartido para formar un enlace covalente. [8.8]

par electrónico no enlazante Par de electrones de valencia que no participa en la formación de enlaces covalentes con otros átomos de la molécula. [8.8]

partes por billón (ppb) Número de partes (sin importar la unidad que se utilice) presentes en un billón de partes (con base en la misma unidad); una concentración de 1 ppb = 1 microgramo por litro. [14.7]

partes por millón (ppm) Número de partes (sin importar la unidad que se utilice) presentes en un millón de partes (con base en la misma unidad); una concentración de 1 ppm = 1 miligramo por litro. [14.7]

partícula alfa Partícula radiactiva compuesta de dos protones y dos neutrones. Es idéntica al núcleo de un átomo de helio, y su símbolo es ${}_2^4\mathrm{He}^{2+}$. [18.1]

partícula subatómica Cualquiera de las más de 100 partículas que son más pequeñas que un átomo. Las tres partículas subatómicas principales son el electrón, el protón y el neutrón. [4.8]

partículas beta Electrones que se desplazan con gran rapidez y que son emitidos por un núcleo radiactivo durante su desintegración. Se emite una partícula beta, cuyo símbolo es ${}_{-1}^{0}\mathrm{e}$, cuando un neutrón se convierte en protón durante la desintegración radiactiva. [5.1, 18.1]

periodo de elementos Fila horizontal de elementos de la tabla periódica. [4.4, 7.2]

permeable Material con orificios o poros muy pequeños que permiten el paso de partículas pequeñas (iones y moléculas pequeñas). [14.10]

peso Efecto de la acción de la fuerza de gravedad sobre la masa de un objeto en particular. [2.1]

peso atómico *Véase* masa atómica (media).

peso formular Suma de las masas atómicas de todos los átomos de la unidad formular de una sustancia (molecular o iónica), expresada en uma. [4.12, 9.1]

peso molecular (P.M.) Suma de las masas atómicas de todos los átomos de una molécula de un compuesto específico. [4.12, 9.2]

pH Método para expresar la concentración de iones hidrógeno (acidez) de una solución, donde $\mathrm{pH} = -\log[\mathrm{H}^+]$. [16.9]

picnómetro (también conocido como recipiente de densidad relativa). Recipiente pequeño, con una abertura estrecha marcada, con la que se mide con precisión y repetidamente un volumen fijo para conocer la densidad o la densidad relativa de un líquido. [3.10]

plasma Estado de alta energía de la materia, similar al gaseoso pero compuesto de electrones y núcleos aislados en vez de átomos o moléculas enteros y discretos. [18.11]

plasmólisis Ruptura de una célula por la acción de una solución hipotónica. [14.10]

polímeros Moléculas gigantes formadas enlazando muchas moléculas pequeñas unas con otras. [19.5]

polipéptido Polímero de aminoácidos enlazados unos con otros por enlaces peptídicos; por lo regular son de menor masa molar que las proteínas. (*Véase también* péptido.) [20.3]

polisacárido Carbohidrato, como el almidón o la celulosa, compuesto de más de diez azúcares simples. [20.1]

porcentaje en volumen El volumen de soluto dividido entre el volumen total de solución y multiplicado por 100%. [14.7]

porcentaje en masa La masa de soluto dividida entre la masa total de solución y multiplicada por 100%. [14.7]

porcentaje en peso Cantidad en gramos de una sustancia específica que se encuentran presentes en 100 gramos de muestra. [9.3]

positrón Partícula con carga positiva y la masa de un electrón. [18.7]

precipitado Sólido que se forma y se separa de una solución como resultado de una reacción química. [10.10]

precisión Grado en el que coinciden las mediciones repetidas de una cantidad. De las mediciones que coinciden dentro de límites muy estrechos se dice que tienen buena precisión. [3.7]

presión Medida de fuerza por unidad de área; es decir: Presión = Fuerza/Área. [12.3]

presión atmosférica Fuerza por unidad de área que se ejerce sobre los objetos presentes en la Tierra como resultado de la atracción que nuestro planeta ejerce sobre la capa de aire que lo rodea. [12.3]

presión de vapor Presión parcial que ejerce un vapor sobre un líquido cuando está en equilibrio con él. [12.12]

presión normal Una presión de 1 atmósfera, o 760 torr. [12.3, 12.7]

presión osmótica Presión necesaria para impedir la ósmosis. [14.10]

presión parcial Presión que ejerce de forma independiente cada gas específico presente en una mezcla de gases. [12.12]

primera ley de la termodinámica *Véase* ley de conservación de la energía.

principio de exclusión de Pauli El punto fundamental de esta regla es que no puede haber más de dos electrones en un orbital dado de un átomo, y cuando dos electrones ocupan el mismo orbital, deben tener espines *opuestos*. [5.8]

principio de incertidumbre (de Heisenberg) Estamos limitados (matemáticamente) en cuanto a nuestra capacidad para conocer al mismo tiempo la rapidez (o cantidad de movimiento) y la posición de un electrón, por lo que su trayectoria presenta cierto grado de incertidumbre. [5.5]

principio de Le Châtelier Si se aplica una tensión (como un cambio de concentración, presión o temperatura, por ejemplo) a un sistema en equilibrio, el equilibrio se desplaza en el sentido que alivia parcialmente la tensión. [15.4]

proceso Haber Procedimiento industrial para llevar a cabo la reacción química de nitrógeno gaseoso con hidrógeno gaseoso en presencia de un catalizador para producir amoniaco gaseoso. [15.4]

producto iónico del agua Valor que se obtiene al multiplicar la concentración de iones hidrógeno por la concentración de iones hidróxido de una solución. Este valor, K_w, es igual a 1.00×10^{-14} a 25°C. [16.8]

productos Sustancias que se forman en una reacción química; aparecen en el lado derecho de la ecuación química correspondiente. [10.1]

***proof* (prueba, en bebidas alcohólicas)** Cifra que corresponde al doble del contenido porcentual de alcohol en volumen. [19.7]

propiedades características Propiedades físicas y químicas que permiten identificar una sustancia y distinguirla de otras. (No dependen de la cantidad de sustancia.) [2.5]

propiedades coligativas Propiedades de las soluciones que dependen del número de partículas de soluto presentes, no de la identidad de las partículas. Ejemplos: elevación del punto de ebullición, descenso del punto de congelación, presión osmótica. [14.8]

propiedades extensivas Propiedades relacionadas con la cantidad de material presente en una muestra; por ejemplo: masa, volumen y longitud. [2.5]

propiedades físicas Propiedades características de una sustancia que identifican a ésta sin provocar un cambio en su composición. Las propiedades físicas (por ejemplo, color y olor) no dependen de la cantidad de sustancia. [2.5]

propiedades intensivas Propiedades físicas y químicas características (que no dependen del tamaño de la muestra) que sirven para identificar una sustancia. [2.5]

propiedades químicas Propiedades características de una sustancia, relacionadas con el modo como cambia la composición de una sustancia, o cómo interactúa ésta con otras sustancias. Ejemplos: tendencia a explotar, a quemarse o a corroerse. [2.5]

proteína Polímero de aminoácidos unidos por enlaces peptídicos, que tiene una función biológica específica y una masa molar de 10 000 uma o más. [20.3]

protio El isótopo de hidrógeno más abundante; tiene un solo protón, ningún neutrón y un número de masa de 1. [4.9]

protón Partícula con carga positiva, con una masa de 1 uma, presente en el núcleo de todos los átomos. El número de protones determina la identidad de un elemento. [4.8]

puente salino Tubo, lleno de una solución acuosa o gel que contiene un electrólito fuerte, que sirve para conectar dos medias celdas de una celda galvánica. [17.8]

puentes de hidrógeno Atracción intensa entre moléculas que tienen un átomo de hidrógeno unido por enlace covalente a un átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno. [8.14, 13.2]

punto de congelación Temperatura a la que una sustancia se transforma de líquido en sólido; temperatura a la que el líquido y el sólido se encuentran en equilibrio dinámico. [13.6]

punto de ebullición Temperatura a la que la presión de vapor de un líquido es igual a la presión total que se ejerce sobre el líquido. [13.4]

punto de equivalencia Punto de una titulación en el que han reaccionado cantidades estequiométricamente equivalentes de ácido y base. [16.12]

punto de fusión Temperatura a la que una sustancia cambia del estado sólido al líquido; temperatura a la que el sólido y el líquido están en equilibrio. [13.6]

punto final Punto en el que se interrumpe una titulación porque el indicador ha cambiado de color u otra señal que indica que la reacción se ha completado. [16.12]

química Rama de la ciencia que se ocupa de las características y composición de todos los materiales, así como de las reacciones que éstos sufren. [1.1, 2.1]

quiral Molécula que contiene un átomo de carbono con cuatro grupos diferentes unidos a él, y que, por tanto, tiene un tipo de propiedad relacionada con una direccionalidad hacia la derecha o la izquierda. [20.1]

rad El rad, tomado de las iniciales de *radiation absorbed dose* (dosis absorbida de radiación), es la unidad de cantidad de radiación ionizante, que da por resultado la absorción de 100 ergios de energía por gramo de tejido absorbente. [18.3]

radiación de fondo Radiación siempre presente en el ambiente, debida a los rayos cósmicos y a los materiales radiactivos del aire, el agua, el suelo y las rocas. [18.5]

radiación electromagnética Término general que describe la gama total de la energía que recorre el espacio en forma de ondas y a la velocidad de la luz. [5.2]

radiación infrarroja Calor radiante. Radiación electromagnética de longitudes de onda más largas que las de la luz visible pero más cortas que las microondas, que interactúa con la materia y produce vibraciones moleculares características. [5.2]

radiación ionizante Radiación de alta energía capaz de provocar la ionización de moléculas o su ruptura en fragmentos. [18.3]

radiación ultravioleta Radiación electromagnética, también conocida como *luz negra*, de altas frecuencias y longitudes de onda que están entre las de la luz visible y los rayos X. [5.2]

radiactividad Emisión espontánea de ciertos tipos de radiación (v. gr. radiación alfa, beta y gamma) por ciertos núcleos atómicos inestables. [5.1]

radiactividad natural Emisión espontánea de partículas alfa, partículas beta y rayos gamma por desintegración de núcleos atómicos inestables. [18.1]

radioisótopo Isótopo (nucleido) radiactivo. [18.2]

rayo catódico Haz de electrones que emite el cátodo y que se desplaza hacia el ánodo de un cierto tubo de descarga que contiene un gas y en el que se ha hecho un vacío parcial. [5.1]

rayos alfa Partículas que se desplazan con gran rapidez y que son emitidas por un núcleo atómico durante su desintegración radiactiva. *Véase* partícula alfa. Cada partícula de un rayo alfa es un núcleo de helio (masa = 4, carga = +2). [5.1]

rayos gamma Radiación de alta energía que emiten ciertos núcleos radiactivos. [5.1, 18.1]

rayos X Radiación electromagnética penetrante con más energía (mayor frecuencia y longitud de onda más corta) que la radiación ultravioleta; se produce bombardeando un metal con electrones de alta energía. [5.1, 18.1]

reacción de adición Reacción en la que se rompe un doble o triple enlace y se une un átomo o grupo adicional a cada uno de los átomos de carbono que participaban en el doble o triple enlace. [19.5]

reacción de combinación *Véase* reacción de síntesis.

reacción de combustión Reacción química vigorosa de oxígeno con un combustible, que por lo regular contiene carbono e hidrógeno. La combustión es exotérmica: ocurre acompañada de liberación de calor o luz. [10.4, 10.5, 17.2]

reacción de descomposición Reacción química en la que se descompone un compuesto en dos o más sustancias más simples. [10.4, 10.7]

reacción de doble sustitución (también conocida como reacción de metátesis). Reacción química entre dos sales, simbolizadas como AB y CD, que intercambian sus cationes complementarios para formar dos compuestos diferentes, simbolizados como AD y CB. [10.4, 10.10]

reacción de metátesis *Véase* reacción de doble sustitución.

reacción de oxidación-reducción (redox) Reacción química en la que se lleva a cabo una transferencia de electrones de una sustancia a otra. [10.8]

reacción de síntesis Reacción de elementos para producir un compuesto; también se llama reacción de combinación y se representa como $A + B \rightarrow AB$. También es la preparación planificada de un compuesto específico. [10.4, 10.6]

reacción de sustitución simple Reacción de oxidación-reducción en la que un metal (o no metal) toma el lugar del ion de otro metal (o no metal). [10.4, 10.8]

reacción en cadena Cambio que se sustenta por sí mismo, en el que uno o más productos de una reacción o suceso provocan uno o más sucesos nuevos. [18.9]

reacción endergónica Reacción química que sólo se lleva a cabo si toma o absorbe calor u otras formas de energía (por ejemplo, luz o electricidad). [2.7]

reacción endotérmica Reacción química que sólo se lleva a cabo si toma o absorbe calor del entorno. [2.7, 11.7]

reacción exergónica Reacción química que libera calor u otras formas de energía (por ejemplo, luz, sonido, electricidad). [2.7]

reacción exotérmica Reacción química que libera energía calorífica. [2.7, 11.7]

reacción química Proceso en el que se produce un cambio químico; es decir: se consume una o más sustancias a medida que se forma una o más sustancias. [10.1]

reacción química reversible Reacción química que se lleva a cabo en uno u otro sentido, de acuerdo con las condiciones de reacción. [15.3]

reactivo limitante Reactivo que se consume totalmente durante una reacción química. Limita las cantidades de productos que se pueden formar. [11.5, 11.6]

reactivos Sustancias iniciales que participan en una reacción química; aparecen en el lado izquierdo de las ecuaciones químicas. [10.1]

red cristalina Patrón tridimensional ordenado y repetitivo de átomos, iones o moléculas, que se presenta en un sólido cristalino. [8.1, 13.5]

reducción Proceso que se lleva a cabo cuando una sustancia libera oxígeno, o todo proceso químico en el que hay una ganancia de electrones. [8.1, 10.8, 17.3]

regla de Hund Los electrones que están en un subnivel de un átomo no se aparean en un orbital hasta que cada orbital de ese subnivel tiene un electrón. Los electrones no apareados de un orbital tienen espines paralelos. [5.10]

regla del octeto Tendencia de un átomo no metálico a ganar o compartir electrones hasta tener ocho electrones de valencia. [8.1]

rem El rem, tomado de las iniciales de *roentgen equivalency in man* (equivalencia de roentgenios en el hombre), es la unidad de cantidad de daño biológico producido por una dosis específica de radiación. El rem tiene en cuenta tanto la

cantidad de radiación como su tipo. Una dosis de 3.2 rems, por ejemplo, produce daños biológicos equivalentes a 3.2 rads de radiación provenientes de una muestra estándar. [18.3]

rendimiento porcentual La masa del rendimiento real dividida entre la masa del rendimiento teórico y multiplicada por 100%. [11.6]

rendimiento real Cantidad de producto (habitualmente en gramos) que se obtiene efectivamente de una reacción específica. [11.6]

rendimiento teórico Cantidad máxima de una sustancia que puede ser producida por la reacción completa de todo el reactivo limitante, de conformidad con la ecuación química. [11.6]

riesgo y beneficio Par de términos que se usan juntos para poner de relieve un equilibrio entre los efectos benéficos y la incertidumbre o posibilidad de efectos colaterales o peligros indeseables. [1-intro]

roentgenio (R) Unidad de exposición a los rayos gamma o rayos X. (1 R produce iones con un total de 2 100 millones de unidades de carga eléctrica en 1 cm^3 de aire seco a 0°C y a una presión de 1 atm.) [18.3]

sal Todo compuesto que no contiene iones hidróxido, OH^-, u óxido, O^{2-}. Durante la neutralización ácido-base se forma una sal que contiene el catión de la base y el anión del ácido. [6.8, 10.12, 16.1]

sal ácida Sal de un ácido poliprótico parcialmente neutralizado, que contiene átomos de hidrógeno susceptibles de ser neutralizados (sustituidos por otros cationes); por ejemplo, $NaHCO_3$ y KH_2PO_4. [6.8]

sal anhidra Compuesto químico (sal) que no contiene agua de hidratación. [6.9]

segunda ley de la termodinámica Esta ley establece que la entropía del Universo aumenta de forma constante, aunque no necesariamente en todas sus partes, sino en conjunto. La combinación de los cambios de entalpía, los cambios de entropía y la temperatura permite predecir cuáles reacciones pueden llevarse a cabo. [11.7]

semipermeable Material con orificios o poros diminutos, del tamaño suficiente para permitir el paso de partículas pequeñas pero no de partículas grandes. [14.10]

serie de actividad Lista de metales en orden de reactividad decreciente. [10.8]

símbolo de Lewis de puntos El símbolo de un elemento rodeado de uno a ocho puntos que representan los electrones de valencia de un átomo o ion del elemento. [5.7]

sistema métrico Sistema decimal de pesos y medidas que se basa en el metro, el litro y el kilogramo. [3.1]

sólido Estado de la materia con forma y volumen definidos. [2.2]

sólido amorfo Sólido no cristalino. Ejemplos: plásticos y cera. [13.5]

sólido cristalino Sustancia química sólida cuyas partículas están dispuestas con arreglo a un patrón ordenado (sistemático) que se repite en todo el sólido. [13.5]

sólido iónico Sustancia cristalina compuesta de iones positivos y negativos. [13.5]

sólido metálico Sólido compuesto de átomos de metal. (*Véase también* enlace metálico.) [13.5]

sólido molecular Compuesto sólido que tiene moléculas covalentes discretas en cada punto de red del cristal. [13.5]

sólidos de red covalente (macromoleculares) Sólidos cuyos átomos están unidos por enlaces covalentes de forma continua en todo el material. [13.5]

solubilidad Medida de cuánto soluto se disuelve en cierta cantidad de disolvente. [14.2]

soluble Término que se aplica a toda sustancia que se disuelve en grado apreciable. [14.2]

solución Mezcla homogénea de dos o más sustancias. [2.4, 14.1]

solución acuosa Solución que se obtiene disolviendo un soluto (cualquier sustancia química que se disuelve) en agua, que es el disolvente. [6.8, 10.1, 14.1]

solución concentrada Solución que contiene una cantidad relativamente grande de soluto. [14.2]

solución diluida Solución que contiene una cantidad relativamente pequeña del soluto. [14.2]

solución hipertónica Solución que rodea a una célula y cuya concentración de partículas disueltas es *mayor* que la concentración de partículas disueltas en el interior de la célula. [14.10]

solución hipotónica Solución que rodea a una célula y cuya concentración de partículas disueltas es *menor* que la concentración de partículas disueltas en el interior de la célula. [14.10]

solución isotónica Solución que presenta la misma presión osmótica que el líquido del interior de las células. [14.10]

solución molar Solución cuya concentración se indica como el número de moles de soluto por litro de solución. [9.6]

solución no saturada Solución que contiene menos soluto del que es capaz de contener a una temperatura dada. [14.5]

solución saturada Solución que contiene tanto soluto disuelto como puede contener a una temperatura dada, en equilibrio con soluto no disuelto. [14.5]

solución sobresaturada Solución que contiene más soluto disuelto, a una cierta temperatura, que el que podría estar presente en una solución saturada en equilibrio con un exceso de soluto. [14.6]

soluto La sustancia que se disuelve (la sustancia presente en menor cantidad en una solución). [9.6, 14.1]

solvatación Proceso por el que las moléculas de disolvente rodean a las partículas del soluto que se está disolviendo. [14.3]

sublimación Proceso por el que una sustancia se transforma directamente de un sólido en un vapor (gas) sin pasar por el estado líquido. [7.7]

subniveles de átomos Los subniveles *s*, *p*, *d* y *f* de los átomos con 1, 3, 5 y 7 orbitales, y hasta 2, 6, 10 y 14 electrones, respectivamente. [5.5, 5.8]

suspensión Mezcla de sustancias temporalmente dispersas una en la otra, que cuando se deja reposar se separa en sus partes componentes. [14.9]

sustancia pura Sustancia química individual, elemento o compuesto, compuesta de la misma clase de materia y con partículas idénticas en todas sus partes. [2.3]

sustancia química inorgánica Todo elemento o compuesto que no se clasifica como orgánico. (*Véase* sustancia química orgánica.) [6-intro]

sustancia química orgánica Compuesto con enlaces covalentes y que contiene carbono. [6-intro]

tabla periódica Disposición de los elementos en orden de número atómico creciente, de modo tal que los elementos con propiedades químicas similares están en una misma columna. Se muestra una tabla periódica en el interior de la cubierta de este libro. [7.1]

temperatura Medida de lo caliente o frío de la materia de acuerdo con la intensidad de la energía cinética de sus partículas; se expresa habitualmente en grados Fahrenheit, grados Celsius o kelvin. [3.12]

temperatura de ignición Temperatura que es necesario alcanzar para que haya combustión. [17.2]

temperatura y presión normales (TPN) Una temperatura de 273 K (0°C) y una presión de 1 atmósfera (760 torr). [12.7]

tensión superficial Fuerza de atracción que induce a la superficie de un líquido a contraerse y formar una "cuenta" o gota esférica. [13.3]

tensoactivo Sustancia química que reduce la tensión superficial del agua y, por tanto, aumenta su acción humectante. [13.3]

teoría Hipótesis que ha resistido ser puesta a prueba extensamente. [1.3]

teoría atómica de Dalton Los elementos se componen de átomos que se combinan en proporciones enteras fijas y pequeñas. En una reacción química ocurre un cambio, no en los átomos mismos, sino en el modo como éstos se combinan para formar compuestos. [4.7]

teoría cinética molecular (TCM) Modelo que describe el comportamiento de un gas ideal en términos de partículas diminutas que están en constante movimiento aleatorio. [12.2]

teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia Teoría que permite predecir la forma de una molécula examinando la estructura que se crea cuando todos los pares de electrones de valencia que rodean a un átomo central de una molécula se repelen mutuamente, y se mantienen tan apartados como es posible. [8.8]

titulación Procedimiento de laboratorio que permite determinar la concentración de una solución mediante la adición lenta de una solución en otra solución. Cuando han reaccionado cantidades equivalentes, y conociendo los volúmenes de ambas soluciones y la concentración de una de ellas, se puede calcular la concentración de la otra solución. [16.12]

tolueno Compuesto orgánico cuya fórmula es C_6H_5—CH_3; tiene un benceno con un grupo metilo en lugar de un átomo de hidrógeno del benceno. [19.6]

torr (mm Hg) Unidad de presión equivalente al número de milímetros de mercurio. [12.3]

trabajo Movimiento de una masa a lo largo de una distancia. [2.7]

transcripción Proceso por el que el DNA dirige la síntesis de una molécula de RNAm durante la síntesis de proteínas. [20.4]

transmutación Proceso que se lleva a cabo cuando átomos de un elemento se transforman en átomos de un elemento diferente. [18.1]

transmutación artificial Conversión de átomos de cierto elemento en átomos de otro elemento bombardeando el núcleo objetivo con partículas que son absorbidas por éste, el cual se transforma entonces en un tipo diferente de átomo. [18.6]

triglicéridos Los lípidos simples (ésteres de glicerol con tres ácidos grasos de cadena larga) y otros compuestos afines. [20.2]

triol alcohol polihidroxilado cuya estructura incluye tres grupos —OH. [19.7]

triple enlace Enlace covalente en el que se comparten tres pares de electrones entre dos átomos. [8.2]

tritio Isótopo radiactivo de hidrógeno con 1 protón, 2 neutrones y un número de masa de 3. [4.9]

unidad de masa atómica (uma) Unidad que sirve para expresar las masas relativas de los átomos. Una uma equivale a un duodécimo de la masa de un átomo de carbono 12. [4.7]

unidad formular Grupo específico de átomos o iones simbolizados y expresados en la fórmula química. [4.12]

vapor de agua Agua en estado gaseoso a alta temperatura, invisible; la cantidad presente en la atmósfera varía entre 0 y 4%. [2.2]

vapor sobrecalentado Vapor de agua calentado por encima del punto de ebullición. [13.7]

vaporización Proceso por el que las moléculas de un líquido volátil se desprenden o escapan y pasan a la fase gaseosa (vapor). [13.4]

velocidad de reacción Medida del cambio de concentración por unidad de tiempo. (*Véase también* cinética química.) [15.1]

vida media Tiempo necesario para que la mitad de los átomos de una muestra de un isótopo (núclido) inestable sufran desintegración radiactiva. [18.2]

viscosidad Medida de la resistencia de un líquido a fluir; cuanto mayor es la viscosidad, tanto menor es la rapidez de flujo. [2.2, 13.3]

vitaminas compuestos orgánicos que es necesario incluir en la dieta en pequeñas cantidades para el buen funcionamiento del organismo; no se producen en el cuerpo en cantidad suficiente. La ausencia de una vitamina origina una enfermedad por deficiencia vitamínica. [20.5]

vitaminas hidrosolubles Vitaminas polares, C y el complejo B entre otras, que forman puentes de hidrógeno con el agua y se disuelven. [20.5]

vitaminas liposolubles Vitaminas no polares, como las A, D, E y K, que se disuelven en los tejidos grasos del cuerpo, donde se guardan para uso futuro. [20.5]

voltio Unidad de potencial eléctrico (tendencia de los electrones de un sistema a fluir); un voltio es un joule de trabajo por culombio de carga transferida. [17.8]

volumen molar Volumen de un mol de gas, que es de 22.4 L/mol a TPN. [12.10]

Apéndice F

Soluciones de los ejercicios y respuestas a los problemas impares

Capítulo 1

1.1 Todosl osm ateriales.

1.3 Beneficio:l aa spirinar educel af iebrey e ld olor.R iesgo: laa spirinap uedea gravaru naú lcera.

1.5 Sonm uchasl asr espuestasp osibles.

1.7 La química se ocupa de (a) las características, (b) la composición y (c) los cambios químicos que sufren todos los materiales.

1.9 Elm etabolismoy l ac ombustiónd el osc arbohidratoss on cambiosq uímicos.

1.11 Ventaja: quemar combustibles fósiles permite obtener energía para los hogares y la industria. Problema: los productos gaseosos de la combustión generan lluvia ácida, un problema ambiental. Los químicos estudian estos efectos, describen los problemas y sugieren soluciones para rescatar el ambiente.

1.13 Los químicos estudian la química de las enfermedades y descubren sustancias químicas (medicinas) que se utilizan en el diagnóstico y tratamiento de las enfermedades: sustancias para combatir la infección, aliviar el dolor, contener el cáncer y detectar afecciones cardiacas, SIDA, etcétera.

1.15 Los productos químicos para alta tecnología incluyen materiales para chips de computadora, pantallas digitales, semiconductores, superconductores, cintas de audio, discos de láser, cámaras de cine pequeñas, fibras ópticas (se usan en aplicaciones de comunicaciones), materiales compuestos, etcétera.

1.17 Los químicos trabajan en la fabricación de todo tipo de productos y en la investigación de productos nuevos y el análisis en todas las etapas del proceso, incluso la seguridad ambiental. Los ingenieros químicos intervienen en el diseño y el funcionamiento cotidiano de los procesos químicos.

1.19 Véase el final de la sección 1.2.

1.21 La ley de la gravedad y la ley de la conservación de la masa son leyes naturales; resumen lo que sucede una y otra vez y de forma congruente en la naturaleza.

1.23 Experimento,h echos,l ey,h ipótesis,t eoría.

1.25 Los químicos que se dedican a la investigación aplicada trabajan en la invención de productos, y en la resolución de problemas relacionados con la invención de productos, para las empresas, la industria y el resto de la sociedad. Los químicosq ues ed edicana l ai nvestigaciónb ásican ob uscanp roductosn uevos;e nc ambio,b uscans olucionesa preguntasq uea únn ot ienenr espuesta.L osc ientíficosd edicados a la investigación aplicada aprovechan muchos resultados de la investigación básica.

1.27 a.i nvestigaciónb ásicab .i nvestigacióna plicada

1.29 Necesitamoss atisfacern uestrac uriosidad.

1.31 Experimentos,h echos,t erminología,l eyes,t eorías,r esoluciónd ep roblemas.

1.33 Porque está presente en muchos otros campos de la ciencia, como la biología, la física y la geología.

1.35 Todas tienen que ver con la química.

Capítulo 2

Ejer. 2.1 a. Debido a que la gravedad en Marte es de 0.38 veces la gravedad de la Tierra, tu peso en Marte es igual a 0.38 veces tu peso en la Tierra. (Aunque tu peso sería diferente, tu masa en Marte sería la misma que en la Tierra.)
b. Multiplica tu peso por 0.38 para calcular tu peso en Marte.

Ejer. 2.2 a. Lasp artículasd elc ubod eh ielot ienenu nad istribuciónd efinida.
b. Lasp artículasd ela gual íquidae stánp róximasu nas de otras pero se mueven con libertad.
c. Las partículas del vapor de agua están muy separadas unas de otras y se mueven de forma independiente.

Ejer. 2.3 El H_2 gaseosoe su ng asi nodoroe i ncoloro.E la zufre esu ns ólidoa marillo.E lc ompuesto,H_2S, es un gas incoloroc ono lord eh uevosp odridos.

Ejer. 2.4 a. homogénea b. heterogénea c. homogénea d. heterogénea

Ejer. 2.5 a. propiedadf ísica b. cambioq uímico c. propiedadq uímica

Ejer. 2.6 a. Noh ayp érdidag lobald em asad urantel ac ombustión de un fósforo ni durante cualquier otro cambio químico. La suma de las masas del fósforo y del oxígeno antes de quemar el fósforo es igual a la suma de las masas de los gases que se forman y de lasp artesn oq uemadasd elf ósforo.
b. No hay pérdida de masa durante la combustión de un tronco ni durante cualquier otro cambio químico. La suma de las masas de la madera y del oxígeno utilizado para quemar la madera es igual a la suma de las masas del dióxido de carbono, el vapor de agua y la madera que no se quemó.

Ejer. 2.7 a. Cuando se quema butano, o cualquier combustible, se desprende energía calorífica. La reacción es exo-

térmica. Durante la combustión, las moléculas con alto contenido de energía liberan energía almacenada y se transforman en moléculas con bajo contenido energético de dióxido de carbono y agua.

b. Durante la fotosíntesis se absorbe energía. La reacción es endergónica. Durante la fotosíntesis, moléculas con bajo contenido energético de dióxido de carbono y agua se convierten en moléculas de azúcar de alto contenido de energía. El Sol suministra la energía necesaria para la fotosíntesis.

Ejer. 2.8 a. El calor liberado durante la combustión se transfiere al entorno.

b. La suma de la energía de los materiales iniciales (dióxido de carbono y agua) más la energía suministrada por el Sol es igual a la energía que contiene el azúcar que se forma.

2.1 La gravedad de la Tierra es mayor que la de la Luna; por tanto, la roca pesa más en la Tierra. La gravedad no influye en la masa de la roca. Veáse el ejemplo 2.1.

2.3 c. y d. contienen materia; a. y b. no.

2.5 a., b. y c. contienen materia.

2.7 a. miscibles

2.9 líquido

2.11 a. líquido b. líquido

2.13 Consulta la tabla 2.3. El hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros, pero el agua es un líquido a temperatura ambiente.

2.15 Consulta la tabla 2.3. El nitrógeno y el hidrógeno son gases incoloros e inodoros a temperatura ambiente; en cambio, el amoniaco gaseoso tiene un fuerte olor acre e irritante.

2.17 Uná tomo.

2.19 Elementos,c ompuestosy a gua.

2.21 átomos;m asa

2.23 Unc ompuesto.

2.25 Elb roncee sh omogéneo. Tienel asm ismasp ropiedadese n todass usp artes.

2.27 d. unam ezclah omogénea

2.29 b. unc ompuesto

2.31 a. une lemento

2.33 Propiedadesf ísicas:a ,b ,c ,e .P ropiedadesq uímicas:d .

2.35 Cambio físico: b, c. Cambio químico: a, d.

2.37 Propiedadesf ísicas:a ,d .P ropiedadesq uímicas:b ,c .

2.39 Propiedades físicas: color, olor, masa, longitud, textura semejante a la cera. Propiedades químicas: arde en presencia de oxígeno. Cambios físicos: la cera se derrite. Cambio químico: la cera se quema y produce dióxido de carbono y agua.

2.41 El hierro se combina con el oxígeno del aire y produce herrumbre. La masa de la herrumbre debe ser igual a la suma de la masa del hierro más la masa del oxígeno.

2.43 Cuando se quema gasolina, se combina con oxígeno gaseoso del aire. La suma de estas masas es igual a la masa de los gases de escape (dióxido de carbono y vapor de agua) que se producen.

2.45 En la cima de la pendiente

2.47 Exotérmicos:a ,b ,e ;e ndotérmicos: c,d

2.49 b. sel iberae nergía

2.51 Duranteu nc ambioq uímicos el iberao s ea bsorbee nergía, pero no se crea ni se destruye.

2.53 Cuando la madera se quema, las sustancias químicas que contiene se combinan con oxígeno y se libera energía, no se crea. La energía liberada es la diferencia entre la energía química de las sustancias producidas (los productos) y la energía química de las sustancias que reaccionan (madera y oxígeno).

2.55 La energía solar absorbida por la planta se convierte en energíap otencial.

2.57 $m = E/c^2$. Si el cambio de energía es pequeño, el cambio dem asae se xtremadamentep equeño.

Capítulo 3

Ejer. 3.1 a. 3na nosegundos,3ns

b. 10k ilómetros,1 0k m

c. 2 gigabytes, 2 G bytes

Ejer. 3.2 a. 1 ɑm b. 8.5 ɑm

Ejer. 3.3 a. $84\text{ h} \times \dfrac{1\text{ día}}{24\text{ h}} = 3.5\text{ días}$

b. $4.25\text{ días} \times \dfrac{24\text{ h}}{1\text{ día}} = 102\text{ h}$

Ejer. 3.4 a. $2.5\text{ días} \times \dfrac{24\text{ h}}{1\text{ día}} \times \dfrac{60\text{ min}}{\text{h}} = 3600\text{ min}$

b. $2.25\text{ h} \times \dfrac{60\text{ min}}{\text{h}} \times \dfrac{60\text{ s}}{\text{min}} = 8100\text{ s}$

Ejer. 3.5 $\dfrac{12\text{ gotas}}{\text{min}} \times \dfrac{60\text{ min}}{\text{h}} \times \dfrac{24\text{ h}}{\text{día}} \times \dfrac{1\text{ mL}}{18\text{ gotas}} =$

960 mL/día

Ejer. 3.6 a. $0.000273\text{ km} \times \dfrac{1000\text{ m}}{\text{km}} \times \dfrac{100\text{ cm}}{\text{m}} = 27.3\text{ cm}$

b. $2\,640\,000\text{ mm} \times \dfrac{1\text{m}}{1000\text{ mm}} \times \dfrac{1\text{ km}}{1000\text{ m}} =$

2.64 km

Ejer. 3.7 (4) 3.8 L. Un cuarto es poco menos de un litro; por tanto, 1 gal (4 qt) es un poco menos de 4 L.

Ejer. 3.8 a. $0.075\text{ L} \times \dfrac{1000\text{ mL}}{\text{L}} = 75\text{ mL}$

b. $\dfrac{15.4\text{ g}}{\text{dL}} \times \dfrac{10\text{ L}}{\text{L}} \times \dfrac{1\text{ L}}{1000\text{ cc}} \times = 0.154\text{ g/cc}$

Ejer. 3.9 $6\text{ latas} \times \dfrac{355\text{ mL}}{\text{latas}} \times \dfrac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}} \times = 2.13\text{ L}$

Ejer. 3.10 (3) Es de esperar que una animadora deportiva de baja estatura tenga aproximadamente la mitad de la masa de un jugador de fútbol americano de 100 kg, 220 lb esto es, 50 kg.

Ejer. 3.11 Lar espuestad epended el am oneda.

Ejer. 3.12 a. $15\text{ mg} \times \dfrac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}} \times \dfrac{10^6\,\mu\text{g}}{\text{g}} = 15\,000\,\mu\text{g}$

b. $45\text{ mg} \times \dfrac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}} \times = 0.045\text{ g}$

Ejer. 3.13 a. Plan: pie → pulg → cm → m

$$\text{Estatura en pies} \times \frac{12 \text{ pulg}}{\text{pie}} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{\text{pulg}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} =$$

b. $0.381 \text{ m} \times \frac{100 \text{ cm}}{\text{m}} \times \frac{1 \text{ pulg}}{2.54 \text{ cm}} = 15 \text{ pulg}$ Estaturae nm etros

Ejer. 3.14 a. $\frac{57 \text{ mi}}{\text{h}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1.61 \text{ km}}{\text{mi}} \times \frac{1000 \text{ m}}{\text{km}} =$

b. $\frac{96.6 \text{ km}}{\text{h}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ mi}}{1.61 \text{ km}} = 1.00 \text{ mi/min}$ 1500 m/min

Ejer. 3.15 a. 12.1 s b. 15.20 g c. 32.100 g
Ejer. 3.16 a. 3 b. 4 c. 4 d. 1
Ejer. 3.17 a. 80.5 cm^2 b. 148.8
Ejer. 3.18 1.08×10^{-23}
Ejer. 3.19 a. $d = \frac{5.8269 \text{ g}}{2.15 \text{ cm}^3} = 271 \text{ g/cm}^3$ dea luminio

b. Una canoa de aluminio flota porque su masa total es menor que la masa del agua desplazada.

Ejer. 3.20 a. Plan L → mL → g

$2.5 \text{ L} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} \times \frac{0.67 \text{ g}}{\text{mL}} = 17. \times 10^3 \text{ g}$ o 1.7 kg

(dosc ifrass ignificativas)

b. $29.5 \text{ kg gasolina} \times \frac{10^3 \text{g}}{\text{kg}} \times \frac{1 \text{ mL}}{0.67 \text{ g de gasolina}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 44 \text{ L}$ (dosc ifrass ignificativas)

Ejer. 3.21 $1.12 \times \frac{1.00 \text{ g}}{\text{mL}} = 1.12 \text{ g/mL}$

Ejer. 3.22 $\frac{1.1044 \text{ g/mL}}{1.0000 \text{ g/mL}} = 1.1044$

Ejer. 3.23 a. $6.00 \text{ °F} \times \frac{1.0 \text{ °C}}{1.8 \text{ °F}} = 3.3 \text{ °C}$

b. $5.0 \text{ °C} \times \frac{1.8 \text{ °F}}{1.0 \text{ °C}} = 9.0 \text{ °C}$

Ejer. 3.24 °F = (1.8 × °C) + 32
°F = [1.8 × (−10)] + 32
°F = −18 + 32 = 14 °F

Ejer. 3.25 −40. °F = 1.8 (°C) + 32 °C = −40°C

Ejer. 3.26 a. 94 K = °C + 273 °C = −179°C

b. −249°C + 273 = 24 K

Ejer. 3.27 a. $\Delta T = \frac{555 \text{ J}}{(225 \text{ g})\ (0.12 \text{ J/g-°C})} = 20.6°C$

b. $m = \frac{555 \text{ J}}{(20.6°C)\ (0.448 \text{ J/g-°C})} = 60.1 \text{ g}$

Ejer. 3.28 $m = \frac{325 \text{ Kcal}}{(25°C)\ (1.00 \text{ cal/g-°C})} = 13 \text{ kg}$

3.1

	Cantidadn umérica	Unidad	Sustancia
a.	1	gal	leche
b.	500	mg	vitaminaC
c.	35	mm	película

3.3 a. 0.001, 0.001
b. 0.000001, 0.000001
c. 100, 100

3.5 a. (1) 1 mm
b. (2) 3 cm
c. (3) 22 cm

3.7 a. 6.2 cm
b. 3.000 km
c. 8.75×10^{-7} km

3.9 a. 125 mm
b. 3.45 m
c. 3.45×10^4 μm
d. 1.05 cm
e. 4250 cm
f. 92 mm

3.11 6.70×10^{-4} mm = 0.670 μm

3.13 0.475 μm; 4.75×10^{-4} mm

3.15 a. (2) 4
b. (3) 350 mL
c. (2) probeta de 100. mL

3.17 a. 50. mL
b. 8×10^{-4} mL
c. 8.9 mL
d. 0.075 L

3.19 2.4 m^3

3.21 2000 dm^3

3.23 a. $0.895/Le nb otella
b. $0.937/L en lata
c. La bebida gaseosa de cola en botellas 2 L es la opción máse conómica.

3.25 a. (2)3 l atasd eb ebidag aseosa
b. (3)3 a spirinas

3.27 a. 5400 mg
b. 7.25×10^5 mg
c. 2.5×10^{-5} mg
d. 50. g

3.29 0.045 g; 4.5×10^4 μg

3.31 a. 6.50 pulg
b. 1.27 qt
c. 65.9 kg
d. 45.7 cm
e. 16.9 oz fl
f. 0.606 lb

3.33 a. 2.0 m
b. 2.0×10^2 cm

3.35 6.85 m/s

3.37 24.6 m/s

3.39 2.31 días

3.41 a. 3
b. incierto
c. 4
d. 6
e. 1
f. 3

3.43 a. 801
b. 0.0786
c. 0.0700
d. 7.10

3.45 a. 435×10^4
b. 6.50×10^{-4}
c. 3.20×10^{-4}
d. 4.32×10^2

3.47 a. 169.6 g
b. 83 mm^3
c. 1.18×10^6

3.49 0.42 g/cm^3

3.51 46 kg

3.53 630 mL

3.55 a. d = 120.8 g/10.6 cm^3 = 11.4 g/cm^3
b. Plomo
c. Hayo trosm etalesd ed ensidads emejante.

3.57 0.76865 g/mL

3.59 38 mL

3.61 0.91881

3.63 2.58 g

3.65 a. −3.9°C
b. 68°F
c. 25°C
d. −18°C
e. −40°F

3.67 −321°F

3.69 0 K, 0°F, 0°C

3.71 a. 1.25 Cal
b. 5.23 kJ

3.73 1500 cal

3.75 3.14×10^3 J

Capítulo 4

Ejer. 4.1 La Tierra y el aire son mezclas de muchas sustancias, ya mboss ep uedend escomponere ns ustanciasm ás sencillas.

Ejer. 4.2 a. potasio b. cobre
c. hierro d. plata

Ejer. 4.3 a. El 99% de los átomos, tanto del universo como del SistemaS olar,s ond eh idrógenoy h elio.
b. Estos elementos son los dos primeros de la tabla periódica. Son los más sencillos de todos los elementos y, con mucho, los más abundantes

Ejer. 4.4 Hidrógeno,H_2;n itrógeno,N_2;o xígeno,O_2; flúor, F_2; cloro,$C l_2$; bromo, Br_2; yodo, I_2

Ejer. 4.5 a. Mercurio(metal)y b romo(nom etal)
b. Los metales son conductores del calor y de la electricidad; algunos son maleables y algunos son dúctiles. Los no metales son no conductores; tampoco son maleables ni dúctiles.

Ejer. 4.6 a. Berzeliusy P roustl levarona c aboe xperimentos qued emostraronq uel ose lementoss ec ombinane n proporcionesd efinidasp araf ormarc ompuestos.
b. En toda muestra de un compuesto determinado, los elementos que lo forman están presentes en una proporción de masa definida y también en una razón atómica específica.

Ejer. 4.7 a. 8d ocenas;4 d ocenas
b. 1.20×10^{24}; 6.02×10^{23}

Ejer. 4.8 a. La proporción de Br a Cu es de 2.52, la misma que en la muestra B.

b. $$2.50 \text{ g Cu} \times \frac{9.45 \text{ g Br}}{3.75 \text{ g Cu}} = 6.30 \text{ g Br}$$

Ejer. 4.9 a. La carga total es cero
b. 14n eutrones
c. Eln úmeroa tómicoe s1 3

Ejer. 4.10 a. Númerod ep rotones = númerod em asa– n úmerod en eutrones = 35 − 18 = 17
b. Número de electrones = número de protones = 17
c. Númeroa tómico = númerod ep rotones = 17
d. El elemento que tiene 17 protones (consulta la tabla periódica) es el cloro.

Ejer. 4.11 a. El número de protones (el número atómico) es el número que aparece abajo y a la izquierda del símbolo, Am, y es 95.
b. Número de neutrones = número de masa − número de protones = 241 − 95 = 146

Ejer. 4.12 a. $^{222}_{86}Rn$ b. p = 86; n = 136; e = 86

Ejer. 4.13
$$34.9688 \text{ uma} \times 0.7577 = 26.49 \text{ uma}$$
$$36.9659 \text{ uma} \times 0.2423 = \underline{8.96 \text{ uma}}$$
$$\text{Masaa tómica} = 35.45 \text{ uma}$$

Ejer. 4.14 a. 6.02×10^{23} átomos en 1 mol de cualquier elemento
b. 1 mol de Ca = 40.08 g Ca; 1 mol de Pb = 207.2 g Pb

c. $$0.750 \text{ mol Ca} \times \frac{40.08 \text{ g Ca}}{\text{mol Ca}} = 30.1 \text{ g Ca}$$

d. $$0.750 \text{ mol Pb} \times \frac{207.2 \text{ g Pb}}{\text{mol Pb}} = 155 \text{ g Pb}$$

Ejer. 4.15 a. $1 \times$ masaa tómicad elC a = 40.1 uma
$2 \times$ masaa tómicad elO = 32.0 uma
$2 \times$ masaa tómicad elH = 2.0 uma
Pesof ormular = 74.1 uma
1 mol $Ca(OH)_2$ = 74.1 g

$$2.47 \text{ mol } Ca(OH)_2 \times \frac{74.1 \text{ g } Ca(OH)_2}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = 183 \text{ g}$$

b. $$2.47 \text{ mol } Ca(OH)_2 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}}{\text{mol } Ca(OH)_2} = 1.49 \times 10^{24} \text{ unidades de fórmula}$$

4.1 Losa lquimistasf ueronl ose xperimentadoresd el aE dad Media.

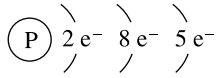
4.3 Un elemento es una sustancia que no se puede descomponer en sustancias más sencillas.

4.5 Lavoisier

4.7 e. tecnecio
4.9 Lap rimeral etrad eu ns ímbolo
4.11 a. K b. Mn c. Cu
d. Au e. P f. F
4.13 a. arsénico b. bario c. antimonio
d. silicio e. platino f. nitrógeno
4.15 Consultal at abla4 .1
4.17 b. hidrógeno
4.19 Hidrógeno 94.2%, helio 5.7%, 0.1% de otros. El hidrógeno y el helio son los primeros dos elementos de la tabla periódica.
4.21 a. metaloide b. metal c. nom etal
d. metal e. nom etal f. nom etal
4.23 Los metales tienen por lo regular una apariencia opaca y casi todos son más blandos que los metales. Los no metales no son maleables.
4.25 c, d
4.27 El hidrógeno es un gas a temperatura ambiente. Es incoloro, inodoro e inflamable.
4.29 Hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor y cloro. Todos son no metales.
4.31 b y e, azufre y fósforo
4.33 b.f ósforo
4.35 Leucipo y Demócrito sostenían el punto de vista atomista de la materia. Aristóteles y los filósofos griegos más antiguos creían que la materia es continua.
4.37 J. Priestley y W. Scheele descubrieron el oxígeno cada uno por su parte. Por lo general se atribuye el descubrimiento a Priestley.
4.39 Lavoisier
4.41 Lal eyd el asp roporcionesd efinidas
4.43 En el experimento de Berzelius, una masa dada de plomo siempre se combinaba con una masa específica de azufre. Esto se explica con base en la teoría de Dalton de que un número dado de átomos de plomo siempre deben combinarse con un número fijo de átomos de azufre. El uso de un exceso de azufre no produce más sulfuro de plomo.
4.45 a. Lal eyd el asp roporcionesd efinidas
b. La ley de las proporciones múltiples y la ley de las proporciones definidas
c. La proporción de masa de Cl es de 2:1 en la Muestra B con respecto a la Muestra A. El Cu está fijo.
4.47 24.0 g de oxígeno
4.49 2.4×10^{11} átomos de H, proporciones definidas.
4.51 Unal eyc ientífica tans ólor esumeh echose xperimentales, conf recuenciae n términosm atemáticos.
4.53 Antes y después de la reacción están presentes las mismas partículas(átomos).
4.55 La ley de Proust de las proporciones definidas. Los átomos se combinan en proporciones sencillas de números enteros.
4.57 4)L asp roporciones sond en úmerose nteros
4.59 El protón tiene una carga positiva y un número de masa de 1 uma. El electrón tiene una carga negativa y un número de masa de 0 uma. El neutrón no tiene carga pero tiene un número de masa de 1 uma.
4.61 Los átomos son neutros porque contienen números iguales de protones (positivos) y electrones (negativos). Los protones están en el núcleo del átomo. Los electrones se encuentran en la región exterior que rodea el núcleo del átomo.
4.63 Elementos, protones, electrones (en ese orden): a. Ca, 20, 20; b. Pb, 82, 82; c. P, 15, 15; d. Ne, 10, 10
4.65 a. 0 b. 17, 17, 18
4.67 a. 0 b. 35, 35, 46
4.69 a. no b. sí
c. 21 amu d. 20 amu
4.71 $^{2}_{1}H$,n úmeroa tómico = 1,n úmerod em asa = 2, 1 protón, 1 neutrón y 1 electrón
4.73 a. 86 b. 136 c. 86
4.75 a. 26 b. 33 c. 26
4.77 10.81 uma
4.79 24.31 uma
4.81 a. 2.26g /moneda
b. 1.99×10^{-23} g/átomod eC
4.83 a. 40.08 g/mol b. 6.02×10^{23} átomos
4.85 a. 26.98 g/mol b. 6.02×10^{23} átomos
4.87 a. 58.3 g/mol
b. 74.0 g de $Mg(OH)_2$
4.89 a. 100.1 g/mol
b. 80.0 g/mol
c. 164.0 g/mol
4.91 a. 122 g de $CaCO_3$
b. 97.6 g de NH_4NO_3
c. 200. g de Na_3PO_4

Capítulo 5

Ejer. 5.1 a. Marie Curie aisló el uranio, radio y otros elementos radiactivosq ueR utherforde studióy u tilizóe ns u descubrimientod el asp artículasa lfa.
b. J.J. Thomsonc omproból ae xistenciad el ose lectrones,y M illikand eterminót iempod espuésl ac arga del electrón.
Ejer. 5.2 a. ElI Rp rovocav ibracionesm oleculares;e lr adary lasm icroondasp rovocanr otaciónm olecular.
b. UV-B
Ejer. 5.3 a. Un fotón es un pequeño paquete o cuanto de energía lumínica.
b. Como se demuestra en la teoría cuántica, la frecuencia de la luz aumenta proporcionalmente con el incremento de energía de los fotones de la luz.
Ejer. 5.4 a. El fósforo, de número atómico 15, tiene 15 electrones. Dos de ellos ocupan el primer nivel de energía, 8 están en el segundo nivel de energía, y los 5 restantes se encuentran en el tercer nivel de energía. El diagrama de Bohr de un átomo de fósforo es como sigue:



El diagrama de Bohr del ion P^{3-} es como el del átomo, salvo que el nivel de energía externo está completo, con 8 electrones.
b. Un átomo de fósforo tiene 5 electrones de valencia. Cuando el átomo gana 3 electrones de valencia, se forma el ion P^{3-}.

Ejer. 5.5 a. La teoría atómica de Dalton afirmaba que los átomoss oni ndestructibles.D altonn om encionóp artículas ubatómicaa lguna. Thomsonc omproból a existenciad el ose lectronesy r econociól ae xistencia de una parte positiva y una parte negativa en el átomo. Rutherford llegó a la conclusión de que todal ac argap ositivay p rácticamentet odal am asa del átomo está en el núcleo. Bohr visualizó los electronesg irandoa lrededord eln úcleoe n“ órbitas”e específicasc irculares.S chrödingerf ormuló ecuacionesq uep roporcionanl asp robabilidades del ocalizaciónd el ose lectrones.

b. Unad istribuciónp robabilísticad en ubed ec argad e lose lectronese su nar epresentaciónd el ap robabilidadm atemáticad ee ncontraru ne lectróne nu na regiónd eterminadae nt orno aln úcleo.L ar egión dem áximap robabilidade lectrónicas er epresenta mediantel am áximai ntensidadd ep untoso d e sombreado.

Ejer. 5.6 a. Mg 2, 8, 2; Ca 2, 8, 8, 2

b. O 2, 6; S 2, 8, 6

Ejer. 5.7 a. $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{P}}\cdot$ K· ·Ba·

b. $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{P}}}:^{3-}$ ion K^+ ion Ba^{2+} Losi onesp ositivos no llevan puntos, pues se han perdido los electrones dev alencia.

Ejer. 5.8 a. 2, espines b. 3, 6 c. 5, 10

Ejer. 5.9 a. $2p$ b. $4s$ c. $3d$ d. $4p$ e. $4f$ f. $6d$

Ejer. 5.10

	Configuracióne lectrónica	*Diagramad eo rbitales*
a.		$2s$ $2p$
Átomo de oxígeno	$1s^2\ 2s^2 2p^4$	[He] ⇅ ⇅ 1 1
b.		$2s$ $2p$
Ion óxido	$1s^2\ 2s^2 2p^6$	[He] ⇅ ⇅ ⇅ ⇅

Ejer. 5.11

	Configuracióne lectrónica	*Diagramad eo rbitales*
a.		$3s$ $3p$
Átomo de azufre	$1s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	[Ne] ⇅ ⇅ 1 1
b.		$3s$ $3p$
Ions ulfuro1	$s^2\ 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	[Ne] ⇅ ⇅ ⇅ ⇅

5.1 Mendeleev publicó un libro de texto de química con una tabla periódica que mostraba los elementos dispuestos en orden de masas atómicas crecientes, las que, a su vez, habían sido determinadas con bastante exactitud por Dulong, Petit y otros científicos.

5.3 Que un haz de luz, llamado rayo catódico, pasaba entre el cátodo y el ánodo en línea recta.

5.5 Un tubo fluorescente moderno está estrechamente emparentado con el tubo de Crookes.

5.7 J. J. Thomson. Conocer esta razón fue un paso más hacia el conocimiento de la masa del electrón, la cual se pudo calcular una vez que se estableció la carga, e, del electrón.

5.9 En el modelo atómico del pudín de pasas de Thomson, el átomon eutrot ieneu nm ismon úmerod ec argasn egativas (electrones)y d ec argasp ositivas(protones)d istribuidas ent odoe lá tomo. Tiempod después,l ose xperimentosd e Rutherfordd emostraronq uel ac argap ositivan oe stád ispersa,s inoc oncentradae ne ln úcleo dec adaá tomo.

5.11 Millikanc onsiguiód eterminarl ac argad ele lectrón.

5.13 Los rayos X

5.15 Véase la figura 5.9 y la tabla 5.1.

5.17

Observación	*Conclusión*
(1) La mayor parte de las partículas alfaa travesaronl al aminillad eo ro.	La masa está concentrada en un núcleo pequeñísimo;e lá tomoe sp rincipalmente espaciov acío.
(2) Algunasp artículasa lfas e desviaron.	Lasp artículasa lfaq uep asanc erca deln úcleos e desvían.
(3) Muy pocas partículas alfa rebotaron hacia atrás.	Laspa rtículasa lfar ebotanha ciaa trás cuando chocan de frente con el núcleo.

Modelo: La carga positiva y casi toda la masa de un átomoe stánd entrod eld iminuton úcleod elá tomo.

5.19 infrarroja,r adar, TV/FM,r adiod eo ndac orta

5.21 violeta,í ndigo,a zul,v erde,a marillo,n aranjay r ojo

5.23 luzu ltravioleta,U V

5.25 radar

5.27 UV, luz visible, radio de onda corta

5.29 infrarroja,I R

5.31 longitud de onda corta en la región de TV/FM

5.33 Cadae lementot ieneu ne spectrod el íneasc aracterístico; estoe s,u nc onjuntoe específicod ef recuenciasq uee miten losá tomosd eu ne lementoe xcitado(energizado).

5.35 Als odio.L am aderay t odasl asc élulasv egetalesc ontienenc ompuestosd es odio.

5.37 $E = h\nu$. La energía y la frecuencia aumentan de forma proporcional.

5.39 Barioo c obre

5.41 Un átomo en su “estado basal” tiene todos sus electrones en los niveles energéticos más bajos. En un “estado excitado”, uno o más electrones han ascendido a un nivel energético más alto.

5.43 calor, luz, bombardeo con electrones y reacciones químicas

5.45 Lose lectronese xcitadosd eli nterior deu ná tomor egresan ae stadosd em enore nergía.

5.47 Losn ivelese nergéticosp rimero,s egundo,t erceroy c uarto puedent ener2 ,8 ,1 8y 3 2e lectrones,r espectivamente.

5.49 La lista siguiente contiene símbolos de elementos con el número de electrones de cada nivel de energía, a partir del núcleo. Los electrones de valencia son los del nivel de energía más externo.

a. Mg: 2, 8, 2; cada átomo tiene 2 electrones de valencia.
b. Ca: 2, 8, 8, 2; cada átomo tiene 2 electrones de valencia.
c. N: 2, 5; cada átomo tiene 5 electrones de valencia.
d. S: 2, 8, 6; cada átomo tiene 6 electrones de valencia.
e. F: 2, 7; cada átomo tiene 7 electrones de valencia.

5.51 a. K^+ $2\ e^-$ $8\ e^-$ $8\ e^-$
Un átomo de potasio perdió un electrón.
b. Cl^- $2\ e^-$ $8\ e^-$ $8\ e^-$
Un átomo de cloro ganó un electrón.

5.53 Lose lectroness ólop uedene stare nn ivelesd ee nergíae specíficosy n oe np untosi ntermedios.

5.55 Elá tomod ebe:
a. ganar $1\ e^-$ b. perder $2\ e^-$ c. perder $3\ e^-$

5.57

Nivel	a. Si	b. P	c. Al	d. Ar	e. K
1	2	2	2	2	2
2	8	8	8	8	8
3	4	5	3	8	8
4					1

5.59 Schrödinger y Heisenberg demostraron matemáticamente que los electrones no existen en órbitas planetarias esféricas simples. Por consiguiente, es necesario pensar en los electrones en términos de nubes electrónicas.

5.61 a. K· b. ·B· c. :N· d. :S· e. :Cl·

5.63 a. :F:$^-$ b. Ca^{2+} c. :S:$^{2-}$

5.65 En el segundo nivel de energía hay dos subniveles: *s* y *p*. El subnivel *s* tiene un orbital *s*; el subnivel *p* tiene tres orbitales *p*.

5.67 Los elementos de transición tienen un subnivel *d* parcialmente ocupado. El número de nivel energético del subnivel *d* es uno menos que el nivel energético de los elementos de los bloques *s* y *p* del mismo periodo. En cuanto al llenado de los subniveles, el 3*d* sigue del 4*s*; el 4*d* sigue del 5*s*, etc.

5.69

a. Li $1s^2 2s^1$ [He] 2*s*: ↿ ; 2*p*: — — —

b. Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ [Ne] 3*s*: ⇂ ; 3*p*: ↿ — —

c. P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ [Ne] 3*s*: ⇂ ; 3*p*: ↿ ↿ ↿

d. O $1s^2 2s^2 2p^4$ [He] 2*s*: ⇂ ; 2*p*: ⇂ ↿ ↿

e. Br $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$ [Ar] 4*s*: ⇂ ; 3*d*: ⇂ ⇂ ⇂ ⇂ ⇂ ; 4*p*: ⇂ ⇂ ↿

5.71

a. F^- $1s^2 2s^2 2p^6$ [He] 2*s*: ⇂ ; 2*p*: ⇂ ⇂ ⇂

b. Ca^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ [Ne] 3*s*: ⇂ ; 3*p*: ⇂ ⇂ ⇂

c. S^{2-} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ [Ne] 3*s*: ⇂ ; 3*p*: ⇂ ⇂ ⇂

Capítulo 6

Ejer. 6.1 a. N_2 y N^{3-} b. S y S^{2-} c. Ni y Ni^{2+}

Ejer. 6.2 a. CrO_4^{2-} b. ClO_4^- c. ClO^- d. CO_3^{2-}

Ejer. 6.3 a. Al_2S_3 b. Cr_2O_3

Ejer. 6.4 a. Ba_3As_2 b. SnS_2

Ejer. 6.5 a. $Fe(NO_3)_3$ b. $Fe_2(SO_4)_3$ c. Fe_2S_3

Ejer. 6.6 a. clorurod ec alcio b. nitratod ez inc c. sulfatod es odio

Ejer. 6.7 a. sulfatod eh ierro(III) b. nitrurod et itanio(III)

Ejer. 6.8 a. N_2O y N_2O_4 b. NH_3 y SO_3

Ejer. 6.9 a. +5 b. +3

Ejer. 6.10 a. +4 b. +4

Ejer. 6.11 a. H_2CO_3;h idrogenosulfatod ep otasio b. $Ca(ClO)_2$;á cidoa cético

Ejer. 6.12 a. dihidratod es ulfatod ec alcio b. hexahidratod ec lorurod ec obalto(II)

6.1 oxígeno

6.3 a. NH_4^+, 5 átomos b. HSO_4^-, 6 átomos c. HSO_3^-, 5 átomos d. MnO_4^-, 5 átomos e. OH^-, 2 átomos f. $Cr_2O_7^{2-}$, 9 átomos g. ClO^-, 2 átomos h. ClO_4^-, 5 átomos

6.5 a. Cu^+, cuproso y Cu^{2+}, cúprico.L at erminación- *ico* designa el ion que tiene mayor número de cargas.

b. Fe^{2+}, ferroso y Fe^{3+}, férrico. La terminación -*ico* designa el ion que tiene mayor número de cargas.

6.7 O_2^{2-}; Hg_2^{2+}

6.9 a. clorato b. perclorato c. carbonato d. tiocianato e. sulfato

6.11 a. $Na^+O_2^{2-}$, Na_2O_2 b. $Fe^{3+}O^{2-}$, Fe_2O_3 c. $Co^{3+}NO_3^-$, $Co(NO_3)_3$ d. Cr^{3+}, SO_4^{2-}, $Cr_2(SO_4)_3$ e. K^+, MnO_4^-, $KMnO_4$

6.13 a. $Ca^{2+}OH^-$, $Ca(OH)_2$ b. Sn^{2+}, F^-, SnF_2 c. NH_4^+,PO_4^{3-}, $(NH_4)_3PO_4$ d. Ca^{2+}, CO_3^{2-}, $CaCO_3$ e. Ca^{2+}, ClO^-, $Ca(ClO)_2$

6.15 a. clorurod ee staño(IV) b. clorurod em ercurio(I) c. óxidod eh ierro(II) d. clorurod em anganeso(II) e. sulfurod ec obre(II) f. nitratod ec obalto(III)

6.17 a. cloruroe stánico b. clorurom ercuroso c. óxidof erroso d. clorurom anganoso e. sulfuroc úprico f. nitratoc obáltico

6.19 a. $Ba(OH)_2$ b. $Cr(NO_2)_3$ c. $(NH_4)_2CO_3$ d. $Cu(CN)_2$ e. $Ca_3(PO_4)_2$

6.21 a. $Sn(CrO_4)_2$ b. PbS c. $Fe(CH_3COO)_2$ d. NH_4SCN e. $Ni(OH)_3$

6.23 a. NO b. CS_2 c. trióxidod ed initrógeno d. monóxidod ed initrógeno e. trióxidod ea zufre f. pentóxidod ed ifósforo

6.25 a. PCl_5 b. N_2O_4 c. decóxidod et etrafósforo d. pentóxidod ed initrógeno

6.27 a. +6 b. +4 c. +6 d. +5 e. +3 f. +1

6.29 a. HBr b. HNO_3 c. HNO_2 d. H_2CO_3 e. AgBr f. $AgNO_3$

6.31 a. CH_3COOH b. KCH_3COO c. H_2SO_3 d. $(NH_4)_2SO_3$ e. HCl(ac) f. $MgCl_2$

6.33 a. ácidof osfórico b. fosfatod ep otasio c. hidrogenofosfatod ep otasio d. dihidrogenofosfatod ep otasio

6.35 a. ácidoc arbónico b. bicarbonatod ep otasio c. carbonatod ep otasio d. ácidof luorhídrico

6.37 a. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$,d ecahidratod ec arbonatod es odio, ablandamientod ea gua

b. $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, pentahidrato de tiosulfato de sodio, revelador fotográfico

c. $Ca(OH)_2$, hidróxidod ec alcio,m orteroy n eutralización deá cidos

d. $Mg(OH)_2$,h idróxidod em agnesio,a ntiácidoy l axante
e. $NaHCO_3$,b icarbonatod es odio,p olvop arah ornear,c ocina
f. H_2SO_4,á cidos ulfúrico,f abricaciónd ef ertilizantesy productosq uímicos
g. CO_2,d ióxidod ec arbono,e xtinguidoresd ei ncendiosy refrigeración
h. N_2O,m onóxidod ed initrógeno(óxidon itroso),a nestésicoy c ombustible

6.39 a. H_2SO_4, oxidación de azufre, SO_3 + agua,4 8m illones det oneladasm étricas,f abricaciónd ef ertilizantesy productosq uímicos
b. H_3PO_4,r ocaf osfórica + ácido,1 3m illonesd et oneladasm étricas,f ertilizantesy d etergentes
c. NaOH, electrólisis de NaCl, 12 millones de toneladas métricas, fabricación de productos químicos y papel
d. Na_2CO_3,m ineraleso s almuera,1 1m illonesd et oneladasm étricas,v idrioy p roductosq uímicos

6.41 $\$2.7\times 10^9$

Capítulo 7

Ejer. 7.1 a. (40.1 uma + 47.9 uma)/2 = 44.0 uma. El escandio tiene una masa atómica de 44.96 uma.
b. (28.1 uma + 118.7 uma)/2 = 73.4 uma. El germanio tiene una masa atómica de 72.6 uma.

Ejer. 7.2 a. Los periodos 4, 5, 6 y 7 contienen metales de transición. Los periodos 1, 2 y 3 no contienen metales de transición. (Véase la Fig. 7.4 como referencia.)
b. Los periodos 6 y 7 contienen metales de transición.

Ejer. 7.3 a. Un átomo de potasio es mucho más grande que un ion potasio. Cuando el átomo metálico pierde sus electrones de valencia, de su nivel energético externo, el radio (tamaño) disminuye. Un ion cloruro es mucho más grande que un átomo de cloro. La adición de electrones aumenta el radio (tamaño).
b. Un ion potasio es más grande que un ion calcio. Ambos iones son isoelectrónicos con 18 electrones, pero el ion calcio tiene un protón más, por lo que su carga nuclear y, en consecuencia, su atracción por los electrones, es mayor. El resultado es un radio más pequeño.

Ejer. 7.4 a. La energía de ionización aumenta y disminuye de forma *periódica*. Aumenta en los elementos de cada periodo, de los metales alcalinos a los gases nobles, y luego disminuye bruscamente en el primer elemento de cada periodo subsiguiente. Esta pauta se repite en cada periodo.
b. La energía de ionización de los elementos del Grupo IIA (y de otros grupos) disminuye al aumentar eln úmeroa tómico.S en ecesitam enose nergíap ara extraer un electrón que está más alejado del núcleo.

Ejer. 7.5 a. Eng eneral,e lp untod ef usióna umentap rimeroy luegod isminuyed entrod eu np eriodo,d ei zquierda ad erecha.
b. El punto de fusión de los elementos de transición primero aumenta y luego disminuye en el periodo 5 y en otros periodos.

Ejer. 7.6 a. Lad ensidada umentap rimeroy l uegod isminuye de izquierda a derecha en el periodo 4.
b. Lat endenciad el ad ensidada a umentarp rimeroy luegod isminuire sm áse xageradae ne lp eriodo6 quee nl osp eriodosp recedentes.

Ejer. 7.7 a. Los metales que tienen un electrón de valencia débilmenteu nidos onb uenosc onductores.
b. Con 9 electrones en un subnivel *d*, los átomos de Cu y Ag toman, por tanto, un electrón de un subnivel *s* más externo y se quedan con un solo electrón *s*, al igual que el Na; en consecuencia, estos metales actúan de modo semejante. Este electrón débilmente unido es, en todos los casos, característico de un buen conductor de la electricidad.

Ejer. 7.8 a. $CaCO_3$
b. diamante,g rafitoy b uckybolas
c. aceroc onu nr evestimientof ino dee staño

Ejer. 7.9 a. El cobre tiene aplicaciones eléctricas. El oro se utiliza en joyería. La plata es un componente de productos químicos fotográficos. Hay muchos otros usos.
b. El acero es una aleación compuesta principalmente de hierro, con pequeñas cantidades de los metales de transición cromo, manganeso y níquel que le imparten resistencia, dureza y durabilidad.

Ejer. 7.10 a. Los elementos del 93 al 103 son transuránicos y tambiéne lementosd et ransicióni nterna.L ose lementosd el1 04a l1 12s one lementost ransuránicos y de transición.
b. Los elementos del 114 en adelante son elementos transuránicos,p eron od et ransición.

7.1 Si se promedian las masas del Ca y del Ba, el resultado se acerca mucho a la masa atómica del estroncio (87.6).

7.3 Aunquel at ablap eriódicai deadap orM eyerf uee nviada para su publicación antes que la de Mendeleev, no fue publicadas inoh astad después.M ása ún, Mendeleeva dquirió notoriedada lp redecirp ropiedadesd ec iertose lementos aúnn od escubiertos.

7.5 Mendeleev dejó huecos en su tabla periódica para los elementos desconocidos. Predijo con audacia que se descubrirían elementos con diversas propiedades previstas por él.

7.7 Porm asaa tómica

7.9 Cuando se ordenan los elementos por número atómico, Te, I, Co, Ni, Ar y K quedan en las familias correctas de la tabla periódica; no ocurría así cuando se tomaba la masa atómica como criterio.

7.11 Ambos se refieren a las columnas verticales de elementos de la tabla periódica. Cuando se emplea el término "grupo", se le asigna un número, por ejemplo, Grupo IA o Grupo VIIA. Cuando se usa el de "familia", se asigna un nombre de familia, por ejemplo, la familia de los halógenos (Grupo VIIA).

7.13 En el caso de los periodos de elementos segundo y tercero, los metales reactivos y brillantes están a la izquierda, seguidos de sólidos opacos, no metales reactivos y un gas noble no reactivo. Esta variación es paralela a la tendencia de carácter metálico a no metálico.

7.15 Todose stose lementost ienen6 e lectronesd ev alencia.

7.17 a. VIIA;s ietee lectronesd ev alencia
b. IIA;d ose lectronesd ev alencia
c. IVA;c uatroe lectronesd ev alencia
d. VIIIA;d osy o choe lectronesd ev alencia,r espectivamente

7.19 Los metales alcalinos pertenecen al Grupo IA; los metales alcalinotérreos, al Grupo IIA; los halógenos, al Grupo VIIA.

7.21 El periodo 1 tiene dos elementos. El periodo 2 tiene ocho elementos.

7.23 El Grupo IA

7.25 Dentro de un mismo periodo, el tamaño atómico disminuye al aumentar el número atómico. Esto se debe a que cada elemento de un periodo determinado tiene un protón más que el elemento precedente, y el aumento de carga positiva atrae la nube electrónica más cerca del núcleo.

7.27 a. átomo de K: p = 19, e = 19:
ion K^+: p = 19, e = 18
b. átomo de Br: p = 35, e = 35:
ion Br^-: p = 35, e = 36

7.29 a. Un ion potasio es más pequeño que un átomo de potasio.
b. Un ion bromuro es más grande que un átomo de bromo.

7.31 Un ion Cl^- es más grande que un ion K^+. Ambos soni soelectrónicosc on1 8e lectrones.

7.33 El ion Cl^- es más pequeño que el ion S^{2-} porquet iene másp rotones.

7.35 Lae nergíad ei onizacióne sl ac antidadd ee nergían ecesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso neutro en sue stadob asal.S í.

7.37 La energía de la primera ionización aumenta dentro de cada periodo de elementos: cuanto mayor es el número atómico, mayor es la energía de ionización. La energía de ionización de los elementos del periodo 3 es más pequeña que la de los elementos correspondientes del periodo 2.

7.39 Dentrod eu nm ismog rupo,l ae nergíad ei onizaciónd ismiuyea la umentare ln úmeroa tómico.

7.41 a. El Mg tiene una energía de la primera ionización más pequeña que la del S, y mayor tendencia a formar un ion positivo. La carga nuclear es mayor en un átomo de S que en un átomo de Mg.
b. El Li tiene una energía de la primera ionización más pequeña que la del F, y mayor tendencia a formar un ion positivo. La carga nuclear es mayor en un átomo de F que en un átomo de Li.
c. El Ba tiene una energía de la primera ionización más pequeña que la del Mg, y mayor tendencia a formar un ion positivo. La carga nuclear es mayor en un átomo de Ba que en un átomo de Mg.

7.43 Losg asesn obles

7.45 Enl osm etalesa lcalinos,e lp untod ef usióna umentac on eln úmeroa tómico;e ne lc asod el osh alógenos,l at endencia es la contraria. Consulta la tabla 7.2.

7.47 a. W b. W c. Cr

7.49 Conp ocase xcepciones,l ad ensidadd el ose lementosd e ung rupo(losm etalesa lcalinos,l osh alógenos,e tc.) aumentac one ln úmeroa tómico.

7.51 a. El Al, más próximo al centro del periodo, es más denso que el Mg.
b. El Au, más próximo al centro del periodo, es más denso que el Pb.
c. ElP t,p ertenecientea lm ismog rupop eroc onn úmero atómico mayor, es más denso que el Ni.

7.53 Puesto que el hidrógeno tiene un electrón de valencia, se puede colocar en el Grupo IA. Dado que el hidrógeno, como los halógenos, necesita un electrón adicional para llenar un nivel energético, a veces se le sitúa en el Grupo VIIA. Debido a que las propiedades del hidrógeno no son como las de los halógenos ni de los metales alcalinos, en ocasiones se le muestra aparte, solo, en la parte superior de la tabla periódica.

7.55 El calcio es el quinto elemento más abundante en la corteza terrestre. El carbonato de calcio es la sustancia química presente en la greda, la piedra caliza, el mármol y la calcita.

7.57 Aluminio.E lp rocesod ee xtraccióńe sc arop orquel am ena se somete a varios procesos químicos y a un costoso procesoe lectrolítico.

7.59 Una forma del fósforo es no cristalina y de color rojo purpúreo; otra es el P_4,u nas ustanciac ristalinad ec olorb lancoa marillentoc ona parienciad ec era.

7.61 C_{60}, −buckybolas

7.63 Oxígenog aseoso,O_2, y ozono, O_3.

7.65 Estaño

7.67 El nombre de halógeno proviene de las palabras griegas que significan “formador de sal”. Los halógenos reaccionan con los metales y forman sales o compuestos iónicos.

7.69 Pasad irectamented ele stados ólidoa lg aseosos inp asar pore le stadol íquido.

7.71 El descubrimiento del helio ocurrió cuando el astrónomo Janssen estudiaba un eclipse solar por medio de un espectroscopio y encontró una línea nueva en el espectro del Sol.

7.73 El proceso de galvanizado consiste en recubrir el hierro con una capa de zinc. Esto retarda la corrosión del hierro.

7.75 Lose lementost ransuránicoss onl ose lementoss intéticos que siguen del uranio (número atómico 92) en la tabla periódica. Todosl ose lementost ransuránicoss onr adiactivos.

Capítulo 8

Ejer. 8.1 a. El calcio, que aparece en el Grupo II de la tabla periódica, tiene dos electrones de valencia. Se representa como • Ca • con dos puntos. El oxígeno tiene seis electrones de valencia y se representa como ·Ö· con seis puntos.

La reacción es la siguiente.

$$\cdot Ca\cdot + \cdot\ddot{O}\cdot \longrightarrow Ca^{2+}\ :\ddot{O}:^{2-}$$

b. $$\cdot\dot{A}l\cdot + 3\ :\ddot{B}r\cdot \longrightarrow Ca^{3+}\ 3\ :\ddot{B}r:^{-}$$

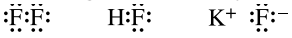
Ejer. 8.2 a. Cadaá tomod ey odot ienes ietee lectronesd ev alencia y necesita un electrón más. Dos átomos de yodos eu nenp araf ormaru ne nlacec ovalentec on unp ard ee lectronesc ompartido.

$$:\ddot{I}\cdot + \cdot\ddot{I}: \longrightarrow :\ddot{I}:\ddot{I}:$$

b. $$H\cdot + \cdot\ddot{B}r: \longrightarrow H:\ddot{B}r:$$

Ejer. 8.3 a. Une nlaceo xígeno-azufree sc ovalentep olar;l ad iferenciad ee lectronegatividade sm enord e1 .7.

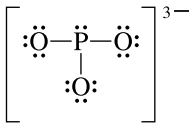
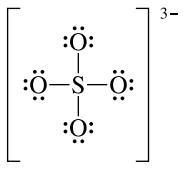
b. Une nlaceo xígeno-sodioe si ónico;l ad iferenciad e electronegatividade sm ayor de1 .7.

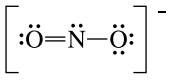
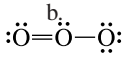
Ejer. 8.4 a. 

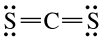
b. El F_2 tiene un enlace covalente no polar. El HF tiene un enlace covalente polar, y el KF es iónico.

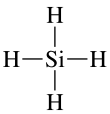
Ejer. 8.5 a. La sustancia se disuelve en agua pero no conduce la electricidad; por tanto, no es iónica. El compuesto es covalente polar.

b. Se sabe que la sustancia sólida es un metal porque conduceu nac orrientee léctrica.

Ejer. 8.6 a.  b. 

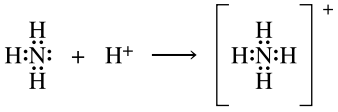
Ejer. 8.7 a.  b. 

Ejer. 8.8 a.  Linear

b.  Tetraédrico

Ejer. 8.9 a. Los átomos de oxígeno y de azufre tienen seis electronesd ev alenciay compartenp aresd ee lectrones con dos átomos de hidrógeno. Los dos pares de electronesn oc ompartidosd el osá tomosd eo xígeno y de azufre confieren una forma angular a las moléculasd eH $_2$O y H_2S, lo que las hace polares. Debidoa q uea mbasm oléculass onp olares,e lH $_2$S gaseoso debe ser soluble en agua (y lo es).

b. Al igual que el H_2O y el H_2S,l am olécula de H_2Se es angular porque tiene dos paresd ee lectronesn o compartidos.

Ejer. 8.10 a. 

El átomo de nitrógeno del amoniaco dona ambos electronesp araf ormaru ne nlacec ovalente coordinadoc onH $^+$ para formar el ion NH_4^+.

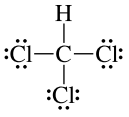
b. Ambas moléculas son piramidales trigonales porque el átomo central de cada una tiene cinco electrones de valencia, con los que forma tres enlaces covalentes y un par no compartido.

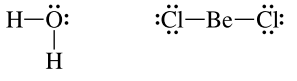
Ejer. 8.11 a. Tanto el CH_4 como el CCl_4 sont etraédricosc oná ngulos de enlace de 109.5°.

b. Ambas moléculas son no polares. No obstante que las dos moléculas tienen enlaces polares, éstos son equivalentes y están distribuidos equitativamente con ángulos de 109.5° para formar estructuras tetraédricas.

Ejer. 8.12 a. El HCN es lineal, y es polar porque el H y el N (en los extremos) tienen diferente electronegatividad.

b. Elc loroformot ienef ormat etraédrica,p eroe sp olar porque tiene un H y tres Cl unidos al C.



Ejer. 8.13 a.  El agua es una molécula polar con forma angular. El $BeCl_2$ no tiene pares no compartidos; por tanto, tiene forma lineal y es no polar.

b. Es de esperar que el NI_3 tengaf ormap iramidal trigonal,c omoe la moniaco;p ort anto,e sp olar.

8.1 $\cdot Mg \cdot \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ oxidación;s ep ierden electronesd urantel ao xidación.

8.3 $:\ddot{S}\cdot + 2e^- \longrightarrow :\ddot{S}:^{2-}$ reducción; se ganan electrones durantel ar educción.

8.5 $\cdot Mg \cdot + :\ddot{S}\cdot \longrightarrow Mg^{2+} + :\ddot{S}:^{2-}$

8.7 Un electrólito es una sustancia que se disuelve en agua y forma una solución que conduce una corriente eléctrica. Sí, la sal de mesa común, NaCl, es un electrólito. Cuando se disuelve sal, los iones sodio y iones cloruro disociados y en solución permiten que el líquido conduzca electricidad.

8.9 Se forma un enlace iónico cuando se transfieren electrones de un átomo a otro para formar iones negativos y positivos. Se forma un enlace covalente cuando se comparten electrones entre dos átomos.

8.11 El cloruro de sodio tiene enlaces iónicos, y no covalentes como los de las sustancias moleculares. Sólo las moléculas unidas por enlaces covalentes existen en forma de moléculas.

8.13 Enu ne nlacec ovalentec oordinado,u ns oloá tomod ona los dos electrones que constituyen el par de electrones compartido.

8.15 a. El Cl_2 tienee nlacesc ovalentesn op olares. Ambosá tomoss onn om etalesi dénticos.

b. El KCl tiene enlaces iónicos. El potasio es un metal y el cloro es un no metal.

c. Lam oléculad eC O_2 es lineal y no polar (Sección 8.7). Lose nlaces $C{=}O$ delC O_2 sonc ovalentesp olares porqueu nend osn om etalesd iferentes.

d. El HBr tiene un enlace covalente polar. El HBr es un gas(todasl asm oléculasg aseosast ienene nlacesc ovalentes)y s ud ensidade lectrónican oe stáb alanceada; por tanto, el enlace es polar.

e. La molécula es no simétrica y polar (Sección 8.10). Los enlacesN —Hs onc ovalentesp olaresp orqueu nenn o metalesd iferentes.

8.17 a. El Br_2 tieneu ne nlacec ovalenten op olar. Ambosá tomoss onn om etalesi dénticos.

b. El KI tiene enlaces iónicos. El potasio es un metal y el yodo es un no metal.

c. ElH It ieneu n enlacec ovalentep olar.E le nlaces ef ormae ntren om etalesd iferentes.

d. El SO_2 tienee nlacesc ovalentesp olares.L ose nlacess e formane ntren om etalesd iferentes.

e. El PH_3 tienee nlacesc ovalentesn op olaresp orquee l fósforoy e lh idrógenot ienenl am ismae lectronegatividad. No obstante, la molécula es polar, como el NH_3, debidoa s uf ormap iramidalt rigonal.

8.19 a. oxidación;p érdidad ee $^-$

b. reducción;g ananciad ee $^-$

8.21 La molécula es simétrica con el átomo de carbono en el centro y los átomos de bromo espaciados de forma equidistantee nt ornoa lá tomod ec arbonoc entral.

8.23 $\overset{\delta+}{H}—\overset{\delta-}{Br}$

8.25 a. 0,c ovalenten op olar

b. 1.5,c ovalentep olar

c. 1.9,i ónico

8.27 Sólo el $CaCl_2$,p orquet ienei ones.

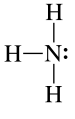
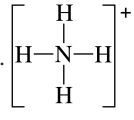
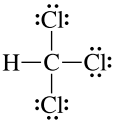
8.29 Covalenten op olar

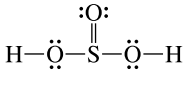
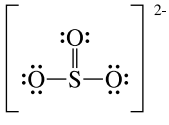
8.31 Metálico

8.33 Elá cidod ea cumuladorc ontienei ones.E su ne lectrólito.

8.35 Covalentep olar

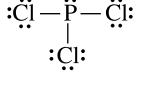
8.37 a. $:\ddot{Cl}\cdot$ b. $:\ddot{Cl}—\ddot{Cl}:$ c. $:\ddot{Cl}:^-$

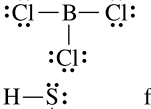
8.39 a.  b.  c.  d. $CH_3—OH$

8.41 a.  b. 

8.43 $:\ddot{O}—\ddot{S}=\ddot{O} \longleftrightarrow \ddot{O}=\ddot{S}—\ddot{O}:$

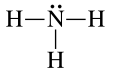
8.45 Lam oléculad em etanot ienef ormat etraédrica,c oná ngulos de enlace de 109.5°.

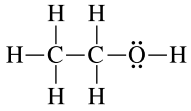
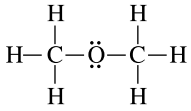
8.47 a.  forma piramidal

b.  forma trigonal plana

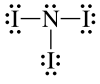
c. forma angular

d. $:\ddot{F}—Be—\ddot{F}:$ forma lineal

8.49  Lam oléculad ea moniacot ienef ormap iramidal.

8.51  y 

8.53 El NI_3 tienef ormap iramidal;e su nam oléculap olar,p arecida a la del amoniaco, como lo muestra su estructura de Lewis.



8.55 El BCl_3 es trigonal plano y el CCl_4 est etraédrico. Ambos compuestoss onn op olares.

8.57 Los electrones que se comparten entre los átomos de hidrógeno y oxígeno en las moléculas de agua forman enlaces covalentes. Se forman puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua; esto se debe a la atracción que los átomos de hidrógeno de una molécula ejercen sobre el par de electrones no compartido del oxígeno de otra molécula de agua.

8.59 La formación de puentes de hidrógeno en el agua es indispensable para la erosión de las rocas por exposición a la intemperie.E stasa traccionesp rovocanq uee la guas ee xpanda cuando se congela en las grietas de las rocas y otros materialess ólidos. Ale xpandirsee la guap orc ongelación, estosm aterialess ólidoss ea grietany s e rompen.

Capítulo 9

Ejer. 9.1 a.
$3 \times$ masaa tómicad elM g $= 3 \times 24.3 =$ 73 uma
$2 \times$ masaa tómicad elP $= 2 \times 31 =$ 62 uma
$8 \times$ masaa tómicad elO $= 8 \times 16 =$ 128 uma
Pesof ormular = 263 uma

b.
$4 \times$ masaa tómicad elM g $= 4 \times 12 =$ 48 uma
$4 \times$ masaa tómicad elM g $= 4 \times 12 =$ 48 uma
$6 \times$ masaa tómicad elM g $= 6 \times 1 =$ 6 uma
$6 \times$ masaa tómicad elM g $= 6 \times 16 =$ 6 uma
Pesom olecular = 150. uma

Ejer. 9.2 a. $3.84 \text{ mol } Na_2CO_2 \times \dfrac{1 \text{ mol } CO_3^{2-}}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} =$

$3.84 \text{ mol de iones } CO_3^{2-}$

b. $2.73 \text{ mol } Na_2CO_3 \times \dfrac{2 \text{ mol } Na^+}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} =$

$5.46 \text{ mol } Na^+ \text{ iones}$

Ejer. 9.3 a. $1.00 \text{ mol } O_3 = 3.00 \text{ mol de átomos de O} =$

$3.00 \text{ mol de átomos de O} \times \dfrac{16.0 \text{ g}}{\text{mol O}} = 48.0 \text{ g/mol}$

b. $2.00 \text{ mol } O_3 \times \dfrac{6.02 \times 10^{23} \text{ de moléculas } O_3}{1 \text{ mol O}} =$

$1.20 \times 10^{24} \text{ de moléculas de } O_3$

Ejer 9.4 a. La masa de 1 mol de sosa para lavar, 286.0 g/mol, se calculó en el ejemplo 9.4.
Para2 .63m ol,m ultiplicac omos ei ndica:

$$2.63 \text{ mol } Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O \times \frac{286.0 \text{ g } Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O}{1 \text{ mol } Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O} = 752 \text{ } Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$$

b. La masa de 1 mol de
NaCl = 23.0 + 35.5 = 58.5 g/mol
Para 0.366 mol de NaCl multiplica como se indica:

$$0.366 \text{ mol NaCl} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 21.4 \text{ g NaCl}$$

Ejer. 9.5 a. Multiplica la masa de Na dada (en mg) por el factor de conversión como se muestra en esta sección.

$$212 \text{ mg Na} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{23.0 \text{ g Na}} = 539 \text{ mg NaCl}$$

La cantidad original se indicó en miligramos; por tanto, la respuesta está en miligramos, porque los gramos del numerador y del denominador del factor de conversión se eliminan.

b. $2.4 \text{ g Na} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{23.0 \text{ g Na}} = 6.1 \text{ g NaCl}$

Ejer. 9.6 a. Primero, calcula la masa molar de la urea, N_2H_4CO.

2 mol de átomos de N = 2 × 14.0 g = 28.0 g
4 mol de átomos de H = 4 × 1.01 g = 4.0 g
1 mol de átomos de C = 1 × 12.0 g = 12.0 g
1 mol de átomos de O = 1 × 16.0 g = 16.0 g
1 mol N_2H_4CO = 60.0 g

$$\%N = \frac{28.0 \text{ g N}}{60.0 \text{ } Na_2H_4CO} \times 100\% = 46.7\%N$$

b. Primero,c alcula lam asam olard elF eSO_4.

1 mol de átomos de Fe = 1 × 55.9 g = 55.9 g
1 mol de átomos de S = 1 × 32.0 g = 32.0 g
4 mol de átomos de O = 4 × 16.0 g = 64.0 g
1 mol N_2H_4CO = 152 g

$$\%Fe = \frac{55.9 \text{ g Fe}}{152 \text{ g } FeSO_4} \times 100\% = 36.8\%Fe$$

Ejer. 9.7 a. $1.64 \text{ mol } CO_2 = \frac{44.0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \times 72.2 \text{ g } CO_2$

b. $1.64 \text{ g } NaCO_3 = \frac{85.0 \text{ g } NaCO_3}{1 \text{ mol } NaCO_3} = 139 \text{ g } CO_2$

Ejer. 9.8 a. $91.6 \text{ g } CO_2 = \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.0 \text{ } CO_2} \times 2.08 \text{ mol } CO_2$

b. $75.4 \text{ g } NaNO_3 \times \frac{1 \text{ mol } NaNO_3}{85.0 \text{ } NaNO_3} =$

0.887 mol $NaNO_3$

Ejer. 9.9 a. $2.33 \text{ mol } Mg(OH)_2 \times \frac{1 \text{ mol } Mg^{2+} \text{ de iones}}{1 \text{ mol } Mg(OH)_2} =$

2.33 mol de iones Mg^{2+}

$$2.33 \text{ mol } Mg(OH)_2 \times \frac{2 \text{ mol de iones } OH^-}{1 \text{ mol } Mg(OH)_2} =$$

4.66 mol de iones OH^-.

b. 2.33 mol de iones Mg^{2+} de (a) ×

$$\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ de iones}}{1 \text{ mol de iones}} = 1.40 \times 10^{24} \text{ iones } Mg^{2+}$$

4.66 mol de iones OH^- de (a) ×

$$\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ de iones}}{1 \text{ mol de iones}} = 2.80 \times 10^{24} \text{ de iones } OH^-$$

Ejer 9.10 a. Multiplical am asam olard elC O_2 pore ln úmero de Avogadro(invertido).

$$\frac{44.0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{6.02 \times 10^{23} \text{ de moléculas}} =$$

7.31×10^{-23} g de CO_2/molécula

b. Multiplical am asam olard elC $_8H_{18}$ pore ln úmero de Avogadro(invertido).

$$\frac{114 \text{ g } C_8H_{18}}{1 \text{ mol } C_8H_{18}} \times \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{6.02 \times 10^{23} \text{ de moléculas}} =$$

1.89×10^{-22} g de C_8H_{18}/molécula

Ejer. 9.11 a. Plan: Moles de $CaCl_2$ → moles de iones Cl^- → númerod ei onesC l^-

$$2.15 \text{ mol } CaCl_2 \times \frac{2 \text{ mol iones } Cl^-}{1 \text{ mol } CaCl_2} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ iones } Cl^-}{1 \text{ mol iones } Cl^-} = 2.59 \times 10^{24} \text{ iones } Cl^-$$

b. Plan: Moles de $CaCl_2$ → moles de iones Ca^{2+} → númerod ei onesC a^{2+}

$$2.15 \text{ mol } CaCl_2 \times \frac{1 \text{ mol de iones } Ca^{2+}}{1 \text{ mol } CaCl_2} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ iones } Ca^{2+}}{1 \text{ mol } Ca^{2+} \text{ de iones}} = 1.29 \times 10^{24} \text{ iones } Ca^{2+}$$

Ejer. 9.12 a. Plan: Moles de $CaCl_2$ → moles de iones $CaCl_2$ → moles de iones Cl^- → númerod ei onesC l^-

$$4.83 \text{ g } CaCl_2 \times \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{111 \text{ g de } CaCl_2} \times \frac{2 \text{ mol de iones } Cl^-}{1 \text{ mol } CaCl_2} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ iones } Cl^-}{1 \text{ mol de iones } Cl^-} =$$

5.24×10^{22} ionesC l^-

b. Plan: Masa de $Al(OH)_3$ → molesd e $Al(OH)_3$ → moles de iones OH^- → númerod ei onesO H^-

$$0.200 \text{ g } Al(OH)_3 \times \frac{1 \text{ mol } Al(OH)_3}{78.0 \text{ g } Al(OH)_3} \times \frac{3 \text{ mol de iones } OH^-}{1 \text{ mol de } Al(OH)_3} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ iones } OH^-}{1 \text{ mol de iones } OH^-} =$$

4.63×10^{21} ionesO H^-

Ejer. 9.13 a. Plan:M ililitros → litros → moles → gramos

$$500.\ \text{mL} \times \frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}} \times \frac{0.100\ \text{mol}}{\text{L}} \times \frac{74.6\ \text{g KCl}}{\text{mol}} = 3.73\ \text{g KCl}$$

b. Plan:M ililitros → litros → moles → gramos

$$500.\ \text{mL} \times \frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}} \times \frac{0.150\ \text{mol}}{\text{L}} \times \frac{294\ \text{g } K_2Cr_2O_7}{\text{mol}} = 22.1\ \text{g } K_2Cr_2O_7$$

Ejer. 9.14 a. Plan:M asa → moles → litros → mililitros

$$13.6\ \text{g } K_2Cr_2O_7 \times \frac{1\ \text{mol}}{294\ \text{g } K_2Cr_2O_7} \times \frac{1\ \text{L}}{0.125\ \text{mol}} \times \frac{1000\ \text{mL}}{\text{L}} = 37.0\ \text{mL}$$

b. Plan:M asa → moles → litros → mililitros

$$2.38\ \text{g } K_2Cr_2O_7 \times \frac{1\ \text{mol}}{294\ \text{g } K_2Cr_2O_7} \times \frac{1\ \text{L}}{0.125\ \text{mol}} \times \frac{1000\ \text{mL}}{\text{L}} = 64.8\ \text{mL}$$

Ejer. 9.15 a. Original Final

$V_1 = ?$ $V_2 = 800.\ \text{gal}$

$C_1 = 16.0\%$ $C_2 = 0.0450\%$

$V_1 \times 16\% = 800.\ \text{gal} \times 0.0450\%$

$$V_1 = \frac{(800.\ \text{gal})\ (0.045\%)}{(16.0\%)}$$

$$V_1 = 2.25\ \text{gal}$$

Diluyee stac antidadc ona guap arao bteneru nt otal de8 00.g ald es olución.M ezclap erfectamente.

b. Original Final

$V_1 = ?$ $V_2 = 250.\ \text{mL}$

$C_1 = 2.00\ \text{M}$ $C_2 = 0.100\ \text{M}$

$V_1 \times 2.00\ \text{M} = 250.\ \text{mL} \times 0.100\ \text{M}$

$$V_1 = \frac{(250.\ \text{mL})\ (0.010\ \text{M})}{(2.00\ \text{M})}$$

$$V_1 = 1.25\ \text{mL}$$

Diluyee stac antidadc ona guap arao bteneru nt otal de2 50.m Ld es olución.M ezclap erfectamente.

Ejer. 9.16 a. Dividel oss ubíndicesd eH $_2O_2$ entre2 p arao btener laf órmulae mpíricaH O.

b. Dividel oss ubíndicesd eC $_4H_{10}$ entre2 p arao btener laf órmulae mpíricaC $_2H_5$.

Ejer. 9.17 a. 4.10g t otales − 1.75 g Sn = 2.35 g Br

Sn: $1.75\ \text{g Sn} \times \frac{1\ \text{mol Sn}}{119\ \text{g Sn}} = 0.0147\ \text{mol Sn};$

$$\frac{0.0147\ \text{mol}}{0.0147} = 1\ \text{mol Sn}$$

Br: $235\ \text{g Br} \times \frac{1\ \text{mol Br}}{79.9\ \text{g Br}} = 0.0294\ \text{mol Br};$

$$\frac{0.0294\ \text{mol}}{0.0147} = 2\ \text{mol Br}$$

Laf órmulae mpíricae sS nBr$_2$.

b. Sn: $1.00\ \text{g Sn} \times \frac{1\ \text{mol Sn}}{119\ \text{g Sn}} = 0.00840\ \text{mol Sn};$

$$\frac{0.00840\ \text{mol}}{0.00840} = 1\ \text{mol Sn}$$

I: $4.27\ \text{g I} \times \frac{1\ \text{mol I}}{127\ \text{g I}} = 0.0336\ \text{mol I};$

$$\frac{0.0336\ \text{mol}}{0.00840} = 4\ \text{mol I}$$

Laf órmulae mpíricae sS nI$_4$.

Ejer. 9.18 a. Si se indican porcentajes, conviene emplear 100.0 g de muestra. Por ejemplo, 5% × 100.0 g = 5 g.

P: $43.66\ \text{g P} \times \frac{1\ \text{mol P}}{31.0\ \text{P}} = 1.41\ \text{mol P};$

$$\frac{1.41\ \text{mol}}{141} = 1\ \text{mol}; \quad 1 \times 2 = 2\ \text{mol P}$$

O: $56.34\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.0\ \text{g O}} = 3.52\ \text{mol O};$

$$\frac{3.52\ \text{mol}}{1.41} = 2.5\ \text{mol}; \quad 2.5 \times 2 = 5\ \text{mol O}$$

Laf órmulae mpíricae sP $_2O_5$.

b. Si se dan porcentajes, conviene emplear 100 g de muestra.

P: $11.44\ \text{g P} \times \frac{1\ \text{mol P}}{31.0\ \text{g P}} = 0.369\ \text{mol P};$

$$\frac{0.369\ \text{mol}}{0.369} = 1\ \text{mol P}$$

Br: $88.56\ \text{g Br} \times \frac{1\ \text{mol Br}}{79.9\ \text{g Br}} = 1.11\ \text{mol Br};$

$$\frac{11.1\ \text{mol Br}}{0.369} = 3\ \text{mol Br}$$

Laf órmulae mpíricae sP Br$_3$.

Ejer. 9.19 a. La masa molar de CH_2 es de 14.0 g/mol. La masa molar del compuesto real es de 42.0 g/mol.
42.0 g/14.0 g = 3 unidades de CH_2

Port anto,l af órmulam oleculare s C_3H_6.

b. La masa molar de CH_2 es de 14.0 g/mol. La masa molar del compuesto real es de 168 g/mol.
168 g/14.0 g = 12 unidades de CH_2

Port anto,l af órmulam oleculare s $C_{12}H_{24}$.

9.1 El peso formular es un nombre adecuado de la suma de las masasa tómicasd ec ualquierc ompuesto.S ie lc ompuesto es molecular —no iónico—, también se puede dar a la sumae ln ombred ep esom olecular.

9.3 a. 310.3
b. 46.0
c. 98.1
d. 148.3

9.5 a. 44.0 g
b. 3á tomos/molécula
c. $\frac{1.81 \times 10^{24}\text{ átomos}}{\text{mol } CO_2}$
d. 110. g CO_2
e. 1.59 mol CO_2

9.7 a. 180.0 g
b. 24á tomos/molécula
c. $\frac{1.44 \times 10^{24}\text{ átomos}}{\text{mol de glucosa}}$
d. 22.5 g de glucosa
e. 0.278 mol de glucosa

9.9 a. 1 ion Ca^{2+}/unidadf ormulard eC $a(OH)_2$
b. 2 iones OH^-/unidadf ormulard eC $a(OH)_2$
c. 2.50 mol Ca^{2+}
d. 5.00 mol OH^-

9.11 a. 1 ion Al^{3+}/unidadf ormulard e $Al(OH)_3$
b. 3 iones OH^-/unidadf ormulard e $Al(OH)_3$
c. 0.222 mol Al^{3+}
d. 0.666 mol OH^-

9.13 282 g N

9.15 3.93 g de iones Na^+

9.17 5.87 kg Zn

9.19 82.4% N
17.6% H

9.21 35.0% N
5.0% H
60.0% O

9.23 NH_3, con 82.4% N

9.25 a. 36.7% Fe
b. 184 mg Fe

9.27 a. 0.179 mol Fe
b. 0.0625 mol Fe_2O_3
c. 2.00 mol C_2H_6O
d. 0.467 mol Au

9.29 a. 44.6 g Fe
b. 128 g Fe_2O_3
c. 69.0 g C_2H_6O
d. 296 g Au

9.31 1.99×10^{-23} g/átomod eC

9.33 2.32×10^{-23} g/átomod eN

9.35 7.31×10^{-23} g/moléculad eC O_2

9.37 2.99×10^{-22} g/moléculad eC $_9H_8O_4$

9.39 1.67×10^{-23} moléculasd eH $_2O$

9.41 2.32×10^{19} ionesO H^-

9.43 1.63×10^{22} ionesC l^-

9.45 3.42×10^{18} moléculasd eC $_6H_8O_6$

9.47 5.06 g KNO_3
Disuelvee lc ompuestoe na guas uficientep arap reparar 500 mL de solución.

9.49 6.75 g $C_6H_{12}O_6$
Disuelvee lc ompuestoe na guas uficientep arap reparar 250 mL de solución.

9.51 74.1 mL

9.53 18.5 mL

9.55 16.7 mL

9.57 9.52 L

9.59 a. C_4H_9
b. $C_{12}H_{22}O_{11}$
c. HgCl
d. CaC_{l2}

9.61 a. C_6H_{12}
b. $C_2H_4O_2$
c. $C_6H_8O_6$
d. B_2H_6

9.63 P_2N_3

9.65 P_4S_7

9.67 N_2O_3

9.69 C_3H_3N

9.71 a. NH_2
b. N_2H_4

9.73 a. CH_2Cl
b. $C_2H_4C_{l2}$

Capítulo 10

Ejer. 10.1 a. $2\ Ca + O_2(g) \rightarrow 2\ CaO$
b. $2\ CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g)$

Ejer. 10.2 a. $4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$
b. $2\ Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2\ Fe + Al_2O_3$

Ejer. 10.3 a. $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
b. $C_6H_{14} + 19\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 14\ H_2O$
(Cuando el prefijo de O_2 estáe nm edios,s ed upli-cant odosl osc oeficientes.)

Ejer. 10.4 a. $3\ NaOH + FeCl_3 \rightarrow 3\ NaCl + Fe(OH)_3(s)$
b. $Al_2(SO_4)_3 + 3\ BaCl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ BaSO_4(s)$

Ejer. 10.5 a. La reacción del ejemplo 10.1 es una reacción de *síntesis*; concretamente, de la síntesis de amoniaco. La reacción del ejemplo 10.3 es una reacción de *combustión*; concretamente, de la combustión de metano.
b. Las reacciones del ejercicio 10.4a y 10.4b son ambasr eaccionesd e *dobles ustitución* en las que sef ormau np recipitado.

Ejer. 10.6 a. Paso1 :E scribel ae cuación nob alanceada.
$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$(sinb alancear)
Paso 2: Balancea el C, H y luego el O, con el O_2 balanceadoa lf inal.

$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$ (balanceada)

b. $C_4H_{10}O + 6\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$ (balanceada)

Ejer. 10.7 a. $2\ KNO_3 \rightarrow 2\ KNO_2 + O_2(g)$

b. $2\ NaClO_3 \rightarrow 2\ NaCl + 3\ O_2(g)$

Ejer. 10.8 a. El Sb se oxida (pierde electrones); el Cl_2 ser educe(ganae lectrones).

b. El Cl_2 ese la genteo xidante(ganae lectrones);e l Sbe se la genter eductor(pierdee lectrones).

Ejer. 10.9 a. $2\ Li + 2\ H_2O \rightarrow 2\ LiOH + H_2(g)$

b. $Mg + 2\ H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2(g)$

Ejer. 10.10 a. No. Ni el mercurio ni el oro reaccionan con los ácidos con desprendimiento de hidrógeno gaseoso; estos metales están abajo del hidrógeno en la serie de actividad.

b. Sí. $2\ Al + 6\ HCl(ac) \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2(g)$

Ejer. 10.11 a. Sí. El zinc es un metal más reactivo.
$Zn(s) + 2\ Ag^+(ac) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2\ Ag(s)$

b. No. No hay reacción; el zinc está abajo de los iones sodio en la serie de actividad.

Ejer. 10.12 a. Los óxidos de los no metales reaccionan con agua paraf ormará cidos.

b. $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3$

Ejer. 10.13 a. El bromo es más reactivo que los iones yoduro; por tanto, se lleva a cabo una reacción.
$Br_2 + 2\ NaI(ac) \rightarrow 2N\ aBr(ac) + I_2$

b. El cloro es más reactivo que los iones bromuro; por tanto, se lleva a cabo una reacción.

$Cl_2 + 2N\ aBr(ac) \rightarrow 2N\ aCl(ac) + Br_2$

Ejer. 10.14 a. $CaCl_2(ac) + 2\ AgNO_3(ac) \rightarrow 2\ AgCl(s) + Ca(NO_3)_2(ac)$

b. El precipitado es AgCl. La fuerza motriz de esta y de todas las reacciones de precipitación es la formación de un producto estable: un precipitado.

Ejer. 10.15 a. $Ca^{2+}(ac) + 2\ Cl^-(ac) + 2\ Ag^+(ac) + 2\ NO_3^-(ac) \rightarrow 2\ AgCl(s) + Ca^{2+}(ac) + 2\ NO_3^-(ac)$

b. $Ag+(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow AgCl(s)$

Ejer. 10.16 a. $H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O(l)$

b. La fuerza motriz de todas las reacciones de neutralizacióná cido-basee sl af ormaciónd ea gua, que es muy estable.

10.1 Enu nae cuaciónq uímicab alanceadal as masast otalesd e los productos y de los reactivos son iguales. Esto concuerda con la ley de conservación de la masa.

10.3 Átomos y masa. No es necesario que las moléculas y los molese sténb alanceadosp orquec ontienenu nn úmerov ariabled eá tomos;s il osá tomose stánb alanceados,e ntoncesl am asas iempree staráb alanceada.

10.5 a. $4\ Cr + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Cr_2O_3$

b. $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

c. $2\ PbO_2 + 2\ PbO + O_2(g)$

d. $2\ NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

e. $Al_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ Na_2SO_4$

10.7 Los incisos a, b y c son verdaderos. Los incisos d y e son falsos.

10.9 a. $Mg + 2\ H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2(g)$

b. $2\ NaHCO_3 + H_3PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4 + 2\ H_2O + 2\ CO_2$

c. $2\ Al + 3\ H_2SO_4(ac) \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\ H_2(g)$

d. $C_3H_8 + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

e. $2\ CH_3OH + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2 + 4\ H_2O$

10.11 a. $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

b. $PCl_5 + 4\ H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5\ HCl$

c. $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2(g)$

d. $3\ Ba(OH)_2 + 2\ H_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$

e. $2\ C_2H_6(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$

10.13 a. descomposición b. sustitucións imple
c. combustión d. dobles ustitución
e. descomposición

10.15 combinación

10.17 $2\ NaBr(ac) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ NaCl(ac) + Br_2(I)$
sustitucións imple

10.19 $2\ C_4H_{10} + 13\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$

10.21 $C_3H_6O + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2 + 3\ H_2O$

10.23 $C_3H_8 + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

10.25 a. $2\ CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2$

b. $8\ Zn + S_8 \rightarrow 8\ ZnS$

c. $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$

d. $2\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$

e. $2\ Fe + 3\ Br_2 \rightarrow 2\ FeBr_3$

10.27 a. $2\ Al_2O_3 \rightarrow 4\ Al + 3\ O_2(g)$

b. $2\ PbO_2 \rightarrow 2\ PbO + O_2(g)$

c. $2\ NaClO_3 \rightarrow 2\ NaCl + 3\ O_2(g)$

d. $2\ KNO_3 \rightarrow 2\ KNO_2 + O_2(g)$

e. $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2(g)$

10.29 a. $4\ Li + O_2 \rightarrow 2\ Li_2O$

b. $2\ Al + 3\ I_2 \rightarrow 2\ AlI_3$

c. $2\ Fe + 3\ Br_2 \rightarrow 2\ FeBr_3$

d. $4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$

10.31 $4\ Cu + O_2 \rightarrow 2\ Cu_2O$

10.33 a. $Li_2O + H_2O \rightarrow 2\ LiOH$

b. $2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2(g)$

c. $Mg + 2\ H_2O(g) \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2(g)$

d. $Ag + H_2O \rightarrow$ no hay reacción

e. $SrO + H_2O \rightarrow Sr(OH)_2$

10.35 a. $Zn + 2\ HCl(ac) \rightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$

b. $Cu + HCl(ac) \rightarrow$ no hay reacción

c. $Mg + Fe(NO_3)_2(ac) \rightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + Fe$

d. $3\ AgNO_3(ac) + Al \rightarrow Al(NO_3)_3(ac) + 3\ Ag$

e. $Fe + MgCl_2(ac) \rightarrow$ no hay reacción

10.37 a. $2\ Al + 3\ H_2SO_4(ac) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + 3\ H_2(g)$

b. $Au + HCl(ac) \rightarrow$ no hay reacción

c. $Fe + CuSO_4(ac) \rightarrow FeSO_4(ac) + Cu$
La ecuación está balanceada con respecto al sulfato de hierro(II), pero también se podría producir sulfato de hierro(III).

d. El ácido acético (presente en las manzanas) no reacciona con el cobre. $CH_3COOH + Cu \rightarrow$ no hay reacción

e. Sí. Los iones plomo(II) reaccionan con el aluminio metálico. $3\ Pb(NO_3)_2(ac) + 2\ Al \rightarrow 2\ Al(NO_3)_3(ac) + 3\ Pb$

10.39 a. $S_8 + 8\ O_2(g) \rightarrow 8\ SO_2(g)$

b. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

c. $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3$

d. $2\ KBr + Cl_2 \rightarrow 2\ KCl + Br_2$

e. $KCl + I_2 \rightarrow$ no hay reacción

10.41 Elc loror eaccionaríac one lH Ig aseosop araf ormary odo molecular,I_2. $Cl_2 + 2\ HI \rightarrow 2\ HCl + I_2$

10.43 a. $AgNO_3(ac) + KCl(ac) \rightarrow \underline{AgCl(s)} + KNO_3(ac)$

b. $FeCl_3(ac) + 3N\ aOH(ac) \rightarrow \underline{Fe(OH)_3(ac)} + 3N\ aCl(ac)$

c. $Al_2(SO_4)_3(ac) + 3B\ a(NO_3)_2(ac) \rightarrow 2\ Al(NO_3)_3(ac) + \underline{3\ BaSO_4(s)}$

d. $Pb(NO_3)_2(ac) + K_2Cr_2O_7(ac) \rightarrow \underline{PbCr_2O_7(s)} + 2\ KNO_3(ac)$

e. $2\ AgNO_3(ac) + K_2CrO_4(ac) \rightarrow \underline{Ag_2CrO_4(s)} + 2\ KNO_3(ac)$

10.45 a. $NH_4Cl(ac) + KNO_3(ac) \rightarrow$ no hay reacción
No se forma precipitado.

b. $CaCO_3(s) + 2\ HCl(ac) \rightarrow CaCl_2(ac) + H_2O + CO_2(g)$

c. $2\ HCl(ac) + Na_2S(ac) \rightarrow 2\ NaCl + H_2S(g)$

d. $BaCl_2(ac) + K_2SO_4(ac) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ KCl(ac)$

10.47 a. $Ag^+(ac) + NO_3(ac) + K^+(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow AgCl(s) + K^+(ac) + NO_3^-(ac)$

b. $Fe^{3+}(ac) + 3\ Cl^-(ac) + 3\ Na^+(ac) + 3\ OH^-(ac) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3\ Na^+(ac) + Cl^-(ac)$

c. $2\ Al^{3+}(ac) + 3\ SO_4^{2-}(ac) + 3\ Ba^{2+}(ac) + 6\ NO_3^-(ac) \rightarrow 2\ Al^{3+}(ac) + 6\ NO_3^-(ac) + 3\ BaSO_4(s)$

d. $Pb^{2+}(ac) + 2\ NO_3^-(ac) + 2\ K^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \rightarrow PbCr_2O_7(s) + 2\ K^+(ac) + 2\ NO_3^-(ac)$

e. $2\ Ag^+(ac) + 2\ NO_3^-(ac) + 2\ K^+(ac) + CrO_4^{2-} \rightarrow Ag_2CrO_4(s) + 2\ K^+(ac) + 2\ NO_3^-(ac)$

10.49 a. $Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow AgCl(s)$

b. $Fe^{3+}(ac) + 3\ OH^-(ac) \rightarrow Fe(OH)_3(s)$

c. $Ba^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) \rightarrow BaSO_4(s)$

d. $Pb^{2+}(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \rightarrow PbCr_2O_7(s)$

e. $2\ Ag^+(ac) + CrO_4^{2-}(ac) \rightarrow Ag_2CrO_4(s)$

10.51 $2\ AgNO_3(ac) + CaCl_2(ac) \rightarrow 2\ AgCl(s) + Ca(NO_3)_2(ac)$
$2\ Ag^+(ac) + 2\ NO_3^-(ac) + Ca^{2+}(ac) + 2\ Cl^-(ac) \rightarrow 2\ AgCl(s) + Ca^{2+}(ac) + 2\ NO_3^-(ac)$
$Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \rightarrow AgCl(s)$

10.53 Uni onhi drógeno,H^+, se combina con un ion hidróxido, OH^-, para formar agua.

10.55 a. $H_2SO_4(ac) + 2\ KOH(ac) \rightarrow H_2SO_4(ac) + 2\ H_2O$

b. ácido base sal agua

c. $H^+(ac) + OH^-(ac) \rightarrow H_2O$

d. K^+, SO_4^{2-}

Capítulo 11

Ejer. 11.1 a. $\frac{\text{x mol A}}{\text{z mol C}}$ o $\frac{\text{z mol C}}{\text{x mol A}}$

b. $\frac{\text{y mol B}}{\text{z mol C}}$ o $\frac{\text{z mol C}}{\text{y mol B}}$

Ejer. 11.2 a. $1.20\ \text{mol } C_2H_5OH \times \frac{2\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} =$

$2.40\ \text{mol } CO_2$

b. $1.20\ \text{mol } C_2H_5OH \times \frac{3\ \text{mol } H_2O}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} =$

$3.60\ \text{mol } H_2O$

Ejer. 11.3 a. $10.0\ \text{g } C_2H_5OH \times \frac{1\ \text{mol } C_2H_5OH}{46.0\ \text{g } C_2H_5OH} \times \frac{2\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} \times \frac{44.0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} \times 19.1\ \text{g } CO_2$

b. $10.0\ \text{g } C_2H_5OH \times \frac{1\ \text{mol } C_2H_5OH}{46.0\ \text{g } C_2H_5OH} \times \frac{3\ \text{mol } H_2O}{1\ \text{mol } C_2H_5OH} \times \frac{18.0\ \text{g } H_2O}{1\ \text{mol } H_2O} = 11.7\ \text{g } H_2O$

Ejer. 11.4 a. $5.22\ \text{mol } O_2 \times \frac{2\ \text{mol PbO}}{3\ \text{mol } O_2} \times \frac{223\ \text{g PbO}}{1\ \text{mol PbO}} =$

$776\ \text{g PbO}$

b. $5.22\ \text{mol } O_2 \times \frac{2\ \text{mol } SO_2}{3\ \text{mol } O_2} \times \frac{64.0\ \text{g } SO_2}{1\ \text{mol } SO_2} =$

$223\ \text{g } SO_2$

Ejer. 11.5 a. $0.243\ \text{g } CaCO_3 \times \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100.\ \text{g } CaCO_3} \times$

$$\frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol } CaCO_3} \times \frac{1 \text{ L solución}}{0.100 \text{ M HCl}} = 0.0486 \text{ L} =$$

48.6 mL HCl(ac)

b. $0.0413 \text{ L sol.} \times \frac{0.206 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L solución}} \times$

$$\frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{100. \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 0.425 \text{ g } CaCO_3$$

Ejer. 11.6 a. $55.0 \text{ g } N_2 \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{28.0 \text{ g } N_2} \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } N_2} \times$

$$\frac{17.0 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 66.8 \text{ g } NH_3 \text{ con base en el } N_2$$

$10.0 \text{ g } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2.02 \text{ g } H_2} \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } N_2} \times$

$$\frac{17.0 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 56.1 \text{ g } NH_3 \text{ con base en el } H_2$$

Sólo se pueden producir 56.1 g de NH_3 (lam enor del asc antidadesc alculadas).

b. Elh idrógenoe se lr eactivol imitante.E ln itrógeno estáp resentee ne xceso.

Ejer. 11.7 a. $\frac{13.3 \text{ g (rendimiento real)}}{13.9 \text{ g (rendimiento teórico)}} \times 100\% = 95.7\%$

b. $\frac{11.8 \text{ g (rendimiento real)}}{13.9 \text{ g (rendimiento teórico)}} \times 100\% = 84.9\%$

Ejer. 11.8 a. $12.0 \text{ g de glucosa} \times \frac{1 \text{ mol de glucosa}}{180. \text{ g de glucosa}} \times$

$$\frac{2540 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de glucosa}} = 169 \text{ kJ}$$

b. $0.150 \text{ g de glucosa} \times \frac{2540 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de glucosa}} = 381 \text{ kJ}$

Ejer. 11.9 a. ΔS esp ositivo.L ar upturad elt azónr epresentau n aumento deld esorden.

b. Sen ecesitae nergíap aras eparar lam ezcla;p or tanto, ΔS sería negativo.

c. Ale vaporarsee la guae ld esordena umenta;p or tanto, ΔS esp ositivo.

11.1 a. $\frac{2 \text{ mol } HNO_3}{3 \text{ mol } NO_2}$ b. $\frac{1 \text{ mol NO}}{3 \text{ mol } NO_2}$

c. $\frac{1 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } HNO_3}$ d. $\frac{2 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol NO}}$

11.3 a. 42.2 mol HNO_3

b. 4.10 mol NO

c. 3.22 mol H_2O

d. 14.5 mol HNO_3

11.5 a. 25.3 g $Ca(OH)_2$

b. 12.3 g H_2O

c. 38.0 g $CaCl_2$

d. 25.0 g HCl

e. Hay 50.3 g de reactivos y 50.3 g de productos en la reacción.L am asas ec onserva.

11.7 a. 5.48 mol O_2

b. 175 g O_2

c. 3.51 mol CO_2

d. 154 g CO_2

11.9 291 g N_2

11.11 0.729 g HCl

11.13 a. $Mg + 2\ HCl(ac) \rightarrow MgCl_2\ H_2$

b. 0.823 mol H_2

c. 60.1 g HCl

11.15 274 mL de ácido

11.17 90.0 mL de ácido

11.19 100. mL de ácido

11.21 a. Al

b. Elr endimientot eóricod e $AlBr_3$ es de 39.5 g

c. 81.5%d er endimiento

11.23 a. C_2H_4

b. 132 kg C_2H_5OH

c. 94.7%d er endimiento

11.25 El Fe_2O_3 es el reactivo limitante; 20.9 g Fe

11.27 Duranteu nar eacción xotérmicas ed esprendec alor;d uranteu nar eacción ndotérmicas ea bsorbec alor.

11.29 $\Delta H = -501$ kJ. El cambio de entalpía es negativo porque la reacción es exotérmica. La cantidad de energía que se libera al quemar metano es 3.5 veces mayor que la que se desprende al quemar la misma cantidad en gramos deg lucosa.

11.31 $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g) \quad \Delta H = +178$ kJ

$\Delta H = +3178$ kJ

11.33 a. aumenta b. disminuye

Capítulo 12

Ejer. 12.1 a. $V_2 = 12.0 \text{ L} \times \frac{260. \text{ lb/pulg}^2}{14.7 \text{ lb/pulg}^2} = 212 \text{ L}$

b. $V_2 = 2.50 \text{ L} \times \frac{5.00. \text{ atm}}{1.00 \text{ atm}} = 12.5 \text{ L}$

Ejer. 12.2 a. $P_2 = 740 \text{ torr} \times \frac{10.0 \text{ m}^3}{20.0 \text{ m}^3} = 370. \text{ torr}$

b. $P_2 = 740 \text{ torr} \times \frac{10.0 \text{ m}^3}{17.0 \text{ m}^3} = 435 \text{ torr}$

Ejer. 12.3 a. $V_2 = 2.00 \text{ L} \times \frac{320. \text{ K}}{300. \text{ K}} = 2.13 \text{ L}$

b. $T_2 = 293 \text{ K} \times \frac{5.44 \text{ L}}{6.25 \text{ L}} = 255 \text{ K} = -18\,^\circ\text{C}$

(restando2 73)

Ejer. 12.4 a. $P_2 = 1.00 \text{ atm} \times \dfrac{753 \text{ K}}{288 \text{ K}} = 2.61 \text{ atm}$

b. $P_2 = 1.00 \text{ atm} \times \dfrac{493 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 1.68 \text{ atm}$

Ejer. 12.5 a. 32.0l b/pulg^2 (presiónm anométrica) + 14.7l b/pulg^2 = 46.7l b/pulg^2 (presiónr eal)

b. Datos: $P_1 = 32.0 + 14.7$ o 46.7 lb/pulg^2,

$T_1 = 20. + 273 = 293$ K,

$P_2 = 34.0 + 14.7 = 48.7$ lb/pulg^2; T_2 es una incógnita.

$$T_2 = 293 \text{ K} \times \frac{48.7 \text{ lb/pulg}^2}{46.7 \text{ lb/pulg}^2} = 306 \text{ K} = 33°\text{C}$$

(restando2 73)

Ejer. 12.6 a. 760 torr

b. 0°C

Ejer. 12.7 a. $V_2 = 4.50 \text{ L} \times \dfrac{744 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \times \dfrac{273 \text{ torr}}{294 \text{ torr}} = 4.09 \text{ L}$

b. $V_2 = 2.00 \text{ L} \times \dfrac{5.50 \text{ atm}}{1.00 \text{ atm}} \times \dfrac{273 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 10.1 \text{ L}$

Ejer. 12.8 a. $V_1 = 5.13$ L, $n_1 = 0.222$ mol, $V_2 = 7.47$ L, $n_2 = ?$

$$n_2 = 0.222 \text{ mol} \times \frac{7.47 \text{ L}}{5.13 \text{ L}} = 0.323 \text{ mol}$$

b. $V_1 = 22.4$ L, $n_1 = 1.00$ mol, $V_2 = 3.00$ L, $n_2 = ?$

$$n_2 = 1.00 \text{ mol} \times \frac{3.00 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} = 0.134 \text{ mol}$$

Ejer. 12.9 a. Multiplical am asam olard elC l_2, 71.0 g/mol, por elv olumenm olar(invertidop araq uel asu nidadess ee liminen)p arae ncontrarl ad ensidade n g/L.

$$\frac{71.0 \text{ g}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}} = 3.17 \text{ g/L}$$ at emperaturay presióne stándar.

b. Multiplica la masa molar del He, 4.00 g/mol, por elv olumenm olar(invertidop araq uel asu nidades se eliminen) para encontrar la densidad en g/L.

$$\frac{4.00 \text{ g}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}} = 0.179 \text{ g/L}$$ at emperaturay presióne stándar.

Ejer. 12.10 a. $V = 20.0$ L, $T = 25°\text{C} = 298$ K, $P = 97.3$ atm, $n = ?$

$$n_2 = \frac{\text{PV}}{\text{RT}} = \frac{97.3 \text{ atm} \times 20.0 \text{ L}}{0.0821 \text{ L-atm/mol-K} \times 298 \text{ K}} = 79.5 \text{ mol}$$

b. $V = 20.0$ L, $n = 6.00$ mol $T = 800.$ °C, 1073 K, $P = ?$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{6.00 \text{ mol}}{20.0 \text{ L}} \times \frac{0.0821 \text{ L-atm}}{\text{mol-K}} \times 1073 \text{ K} = 26.4 \text{ atm}$$

Ejer. 12.11 a. Despejando P de la ley del gas ideal se obtiene

$$P = \frac{g\,PT}{M_m V} \text{ o } P = \frac{\text{g}}{M_m} \times R \times \frac{\text{T}}{V}.$$

$$P = \frac{10.0 \text{ g}}{28.0 \text{ g/mol}} \times \frac{0.0821 \text{ L-atm}}{\text{mol-K}} \times \frac{295 \text{ K}}{2.00 \text{ L}} = 4.32 \text{ atm}$$

b. Despejando P de la ley del gas ideal se obtiene

$$M_m = \frac{g\,RT}{PV} \text{ o } M_m = \frac{g}{P} \times R \times \frac{T}{V}.$$

$$M_m = \frac{0.4898 \text{ g}}{1.00 \text{ atm}} \times \frac{0.0821 \text{ L-atm}}{\text{mol-K}} \times \frac{373 \text{ K}}{0.250 \text{ L}} = 60.0 \text{ g/mol}$$

Ejer. 12.12 a. $P_{\text{total}} = 60.1 \text{ mm Hg} + 39.2 \text{ mm Hg} = 99.3 \text{ mm Hg}$

b. $P_{\text{total}} = 741 \text{ mm Hg} - 20. \text{ mm Hg} = 721 \text{ torr}$

Ejer. 12.13 a. Parao btenerl ap resiónp arciald eln itrógenoe n el aire a 738 torr, multiplica el porcentaje de nitrógeno en el aire por la presión del aire.

$P_{\text{nitrógeno}} = 0.780 \times 738 \text{ torr} = 576 \text{ torr}$

b. Para obtener la presión parcial del argón en el aire a 738 torr, multiplica el porcentaje de argón en el aire dado en la tabla 12.1 por la presión del aire.

$P_{\text{argón}} = 0.0093 \times 738 \text{ torr} = 6.9 \text{ torr}$

Ejer. 12.14 a. $120 \text{ L } NH_3 \times \dfrac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} = 60.0 \text{ L } N_2$ gaseoso

b. $4000. \text{ L } CH_4 \times \dfrac{2 \text{ mol } N_2}{1 \text{ mol } CH_4} = 8000. \text{ L } H_2$ gaseoso

Ejer. 12.15 a. Comienza con el número de moles de H_2 gaseoso calculadoe ne le jemplo.

$$7.75 \times 10^{-3} \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{3 \text{ mol } H_2} \times \frac{40.0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 207 \text{ mg NaOH}$$

b. Comienza con el número de moles de H_2 gaseoso calculadoe ne le jemplo.

$$7.75 \times 10^{-3} \text{ mol } H_2 \times \frac{6 \text{ mol } H_2O}{3 \text{ mol } H_2} \times \frac{18.0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 279 \text{ mg } H_2O$$

12.1 Las partículas de un gas se mueven con rapidez, al azar y continuamente en todas direcciones, y la atracción entre ellas es insignificante.

12.3 Sis er educee lv olumend elr ecipiente,l asp artículasr ecorrerán distancias más cortas antes de chocar con las paredes. Por tanto, chocan más a menudo con las paredes y ello aumenta la presión, que es la fuerza por unidad de área.

12.5 Cuando la velocidad de las partículas disminuye, la temperatura también disminuye.

12.7 Los dos gases tienen la misma energía cinética cuando están a la misma temperatura, pero los átomos de He se desplazan con más rapidez. El tanque de He es más ligero, pero en ambos tanques el número de partículas es el mismo porque volúmenes iguales contienen números iguales de partículas en las mismas condiciones.

12.9 La muestra de oxígeno A, que está a una presión mayor, también es más densa que la muestra de oxígeno B porque hay más moléculas por unidad de volumen en la muestra A.

12.11 Debido a que las moléculas gaseosas se desplazan de forma continua, rápida y al azar en todas direcciones, el aroma invade todo el espacio disponible.

12.13 Se puede agregar más aire a un neumático a presión porquel asp artículasd ea ires one xtremadamentep equeñas y la distancia entre ellas es grande.

12.15 La atmósfera terrestre es la capa de gases que rodea nuestrop laneta.

12.17 La presión es la fuerza que se ejerce por unidad de área. La presióna tmosféricae sl af uerzat otalq uee jercee la ire sobre cada unidad de área.

12.19 Elm ercuriod elb arómetrod em ercurioe ntrao s alep ara mantener la misma presión dentro y fuera del tubo. La presiónb arométricae sl am edidad el aa lturad el ac olumnad em ercurio.

12.21 a. 760. torr b. 1.20 atm
c. 380. mm Hg d. 81.6 atm
e. 202 kPa f. 0.10 atm

12.23 El producto de la presión por el volumen es una constante en el caso de un gas a temperatura fija. Por tanto, conformel ap resióna umentae lv olumend isminuye,c omol o demuestrae lm odelod el ab ombap aran eumáticod eb icicleta:c uandoe lv olumend elg ase ncerradod isminuye, al oprimir el émbolo, la presión del gas aumenta.

12.25 7.45×10^4 parat odosl osc onjuntosd ed atos.

12.27 4.00 atm

12.29 8.98×10^3 L; 18.7 horas

12.31 Ap resiónc onstante,e lv olumena umentac onl at emperatura.E lv olumene sp roporcionala l at emperatura.L a gráfica de V en función de T es una línea recta.

12.33 Las razones V/T son iguales a una constante, 1.07×10^{-2}, para estos puntos de datos con base en las temperaturas Kelvin.

12.35 975 mL

12.37 −125°C, un cambio de 147°C

12.39 Conforme T aumenta a V constante, la energía cinética media de las partículas aumenta y las partículas se desplazan con más rapidez. Las partículas en rápido movimiento bombardean las paredes del recipiente con más frecuencia; por tanto, la presión aumenta.

12.41 2.51×10^3 torr

12.43 46°C

12.45 82.3 mL

12.47 1.24 atm

12.49 25.5 L
13.8%

12.51 $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ El volumen de un gas a temperatura y presión constantese sp roporcionala l númerod em oles (n) del gas.

12.53 Puesto que el volumen es el doble, a una misma temperatura y presión el número de moléculas también es el doble.

12.55 11.5 L

12.57 0.140 L

12.59 7.86×10^3 mg

12.61 0.268 mol

12.63 1.25 g/L

12.65 3.17 g/L

12.67 Un gas ideal es aquel que obedece a la perfección las leyes de los gases. No hay gases ideales; sólo existen gases "reales".

12.69 $\frac{\text{Litros} \times \text{atmósferas}}{\text{moles 3 kelvins}}$

12.71 30. atm

12.73 1.48 g

12.75 0.95 atm

12.77 97.0 atm

12.79 23.8 torr, 3.66×10^{-3} mol

12.81 a. 2.50 tanques de O_2
b. Lap roporciónv olumétricad eo xígenoa a cetilenoe s de 5 a 2 cuando los dos gases tienen la misma presión; por tanto, el tanque de oxígeno debe ser 2.5 veces más grande que el tanque de acetileno para que los tanquesq uedenv acíosa lm ismot iempo.

12.83 38.0 L CO_2

12.85 200. L O_2

12.87 134 L

12.89 2.24 L

12.91 12.0 g NaN_3

Capítulo 13

Ejer. 13.1 a. iónico
b. Se trata de un líquido; por tanto, tiene enlaces covalentes.P uestoq uee si nmisciblee na gua,t iene moléculasn op olares.

Ejer. 13.2 a. El yodo, I_2, es no polar; por tanto, tiene sólo fuerzas de dispersión de London.
b. El yoduro de hidrógeno, HI, es polar; por tanto, tiene fuerzas dipolares además de fuerzas de dispersión de London. Ni el I_2 ni el HI forman puentes de hidróge-no,e lo trot ipod ef uerzai ntermoleculard escrito.

Ejer. 13.3 a. El $C_{20}H_{42}$ esm ásv iscosop orques usm oléculas son más grandes.
b. Ele tilenglicole sm ásv iscosop orquet ienem ás grupos OH y, por tanto, más puentes de hidrógeno.

Ejer. 13.4 a. $\frac{40.7\text{ kJ}}{\text{mol}} \times \frac{\text{mol}}{18.0\text{ g}} = 2.26\text{ kJ/g}$

b. Comienza con la cantidad en gramos y emplea el calor de vaporización obtenido en el inciso (a) como factor de conversión para calcular el cambio de energía.

$$400.\text{ g} \times \frac{2.26\text{ kJ}}{\text{g}} = 904\text{ kJ}$$

Ejer. 13.5 a. de red b. de red
c. iónica d. metálica

Ejer. 13.6 a. En el punto de fusión coexisten el sólido y el líquido; es decir, las partículas pasan del estado sólido al líquido con la misma rapidez con la que pasan del estado líquido al sólido cuando están en equilibrio dinámico.

b. Cuando las atracciones son pequeñas, los puntos de fusión son bajos; por tanto, las sustancias con fuerzas intermoleculares débiles también tienen puntos de fusión bajos.

Ejer. 13.7 a. Para convertir el calor de fusión de kJ/mol a kJ/g, comienza con el valor indicado en kJ/mol y utiliza la masa molar del naftaleno (128 g/mol) como factor de conversión para encontrar el valor en kJ/g.

$$\frac{19.3\text{ kJ}}{\text{mol}} \times \frac{1\text{ mol}}{128\text{ g}} = 0.151\text{ kJ/g}$$

b. $$425\text{ g de naftaleno} \times \frac{1\text{ mol de naftaleno}}{128\text{ g de naftaleno}} \times \frac{19.3\text{ kJ}}{\text{mol de naftaleno}} \times 64.1\text{ kJ}$$

Ejer. 13.8 a. Lac antidadd ee nergían ecesariap araf undire l hielo es la misma que es preciso extraer para congelar la misma cantidad de agua.

b. Lac antidadd ee nergían ecesariap arah ervira gua es la misma que es preciso extraer para condensar la misma cantidad de agua.

Ejer. 13.9 a. $\frac{3.34\text{ kJ}}{30.4\text{ kJ}} \times 100\% = 11.0\%$

b. $\frac{22.6\text{ kJ}}{30.4\text{ kJ}} \times 100\% = 74.3\%$

13.1 Tanto en los líquidos como en los sólidos las partículas están en contacto unas con otras; por tanto, los líquidos y sólidos tienen un volumen específico. Las partículas de un sólido están fijas en una estructura rígida, pero las partículas de los líquidos tienen cierta libertad de movimiento, en tanto permanezcan en contacto unas con otras.

13.3 8.03×10^{26} moléculas

13.5 Los halógenos de masa molar más grande tienden más a encontrarse en estado sólido que en estado líquido o gaseoso.

13.7 a. covalenten op olar b. iónica

13.9 a. metálica
b. covalentep olar

13.11 Lasf uerzas *inter*moleculariess onl asa traccionesq uel as moléculase jercenu nass obreo tras. Lasf uerzas *intra*moleculariess ona quellasq uee xistend entrod eu nam olécula debidoa l ose nlaces.

13.13 En orden de intensidad creciente: fuerzas de dispersión, fuerzas dipolares, puentes de hidrógeno, fuerzas interiónicas.

13.15 a. fuerzasd eL ondon
b. puentesd eh idrógeno,f uerzasd ipolaresy f uerzasd e London
c. fuerzasd ipolaresy f uerzasd eL ondon
d. fuerzasd ipolaresy f uerzasd eL ondon
e. puentesd eh idrógeno,f uerzasd ipolaresy f uerzasd e London

13.17 (fuerzas de London) < HI (fuerzas dipolares y de London) < NH_3 (puentesd eh idrógenom ásf uerzasd ipolares y de London) < $NaNO_3$ (fuerzasi nteriónicas).

13.19 Las fuerzas de London son mayores en el Br_2 (moléculas más grandes) que en las moléculas de F_2.

13.21 CCl_4 y CF_4 sonm oléculasn op olaress imilares,p eroe l CCl_4 —con masa molar más grande y fuerzas de London más intensas— tiene un punto de ebullición más alto.

13.23 Sólo en el CH_3OH

13.25 a. fuerzasd ipolaresy d eL ondon
b. puentesd eh idrógeno,f uerzasd ipolaresy d eL ondon
c. fuerzasd ipolaresy d eL ondon
d. fuerzasd eL ondon

13.27 Los líquidos cuyas moléculas ejercen fuerzas intermoleculares intensas también ejercen atracciones intermoleculares intensas; por tanto, su tensión superficial también es mayor.

13.29 El agua forma perlas sobre una superficie recién encerada, constituida por moléculas no polares, porque la atracción mutua de las moléculas de agua es mayor que su atracción por la superficie encerada.

13.31 Por lo general, las moléculas simétricas pequeñas tienen poca viscosidad.

13.33 La viscosidad aumenta al bajar la temperatura; por tanto, en invierno es deseable un aceite de motor de poca viscosidad, ya que cuando hace frío el aceite de motor de alta viscosidad ofrece demasiada resistencia al movimiento de los émbolos en los cilindros. El aceite de motor de poca viscosidad fluye con demasiada facilidad (es muy poco espeso) a las temperaturas veraniegas.

13.35 Cuando el agua de una botella cerrada está en equilibrio, el líquido se evapora con la misma rapidez con la que el vapor se condensa; la masa de líquido permanece constante.

13.37 El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la que su presión de vapor se hace igual a la presión atmosférica.

13.39 A gran altitud, la presión atmosférica es menor y, por tanto, el punto de ebullición del agua es más bajo; los alimentos se cocinan a una temperatura menor. Esto incrementa el tiempo necesario para completar su cocimiento. Cuando el aceite que se emplea para freír está por debajo de su punto de ebullición, la temperatura y el tiempo en que se debe freír no se ven afectados.

13.41 P. eb. de bajo a alto: O_2 (no polar) < CO (polar) < H_2O (puentesd eh idrógeno)

13.43 Alcohole tílico

13.45 Aumentar el calor no ayuda a cocinar las papas más pronto(lat emperaturad ee bullicióna umenta);s óloc onsigue que el agua se evapore con más rapidez.

13.47 Lap resióna tmosféricae sm enora a ltitudesm ayores.E l agua hierve a la temperatura a la que su presión de vapor esi guala l ap resión atmosférica.

13.49 Explicar a la estudiante que el termómetro no está roto. El termómetro se estabiliza en 79°C y en 99°C porque estas temperaturas corresponden a los punto de ebullición de las dos fracciones que se intenta separar. Es necesario destilar totalmente cada fracción para que la temperatura comience a subir otra vez.

13.51 23.3 kJ/mol

13.53 0.935 kcal

13.55 Los átomos de carbono del diamante están unidos a otros cuatroá tomosd ec arbonoe no rdenamientost etraédricos tridimensionales.E ne lg rafito,a nillosh exagonalesd e átomos de carbono se unen para formar planos (o capas) apiladosd eá tomosd ec arbono. Ambosa lótroposs on cristalinos,c oná tomosd ec arbonou nidosp ore nlaces covalentes.

13.57 Ambos tienen anillos de seis miembros de átomos de carbono en ordenamientos hexagonales. En el grafito estos ordenamientos están dispuestos en láminas planas; en cambio, en los nanotubos los anillos de carbono forman cadenas cilíndricas semejantes a hilos que son extremadamente resistentes.

13.59 Tanto en el S_8 como en el grafito, los átomos forman anillosu nidosp ore nlacesc ovalentes.

13.61 Lasp ropiedadesd el aa spirinac orrespondena l asd el os sólidosm oleculares.

13.63 Unas ustanciaa bsorbee nergíaa lf undirse.U nas ustancia desprendec alora lc ongelarse.S et ratad ep rocesosi nversos. La energía que se absorbe durante la fusión es la mismaq ues el iberad urantee lc ongelamiento.

13.65 1200 kcal

13.67 227 kJ

13.69 0.600 kcal

13.71 A diferencia de casi todas las demás sustancias, el agua esm enosd ensae ne stados ólido(hielo)q uee ne stado líquido. Por ello, el hielo flota en el agua líquida.

13.73 El calor específico del agua, 1 cal/g-°C, es mayor que el de cualquiera de las sustancias de la tabla 13.6. Por tanto, se necesita gran cantidad de calor para calentar una cantidad determinada de agua. Sin embargo, el agua tiene una gran capacidad para retener el calor, por lo que las enormes cantidades de agua de la Tierra almacenan y liberan calor en forma alterna. Esto contribuye a moderar las fluctuaciones diarias de la temperatura.

13.75 Cuando el agua disuelve compuestos iónicos, las numerosas moléculas de agua que rodean a los iones en solución vencen las atracciones entre los iones.

Capítulo 14

Ejer. 14.1 a. Cualquierb ebidac arbonatada;e ld isolventee s agua y el soluto es CO_2.

b. Vodka; el disolvente es agua y el soluto es alcohol.

c. "Kool-Aid" o azúcar en agua; el disolvente es agua y el soluto es azúcar.

Ejer. 14.2 a. alcohol y agua, u otros ejemplos

b. gasolina y agua, u otros ejemplos

Ejer. 14.3 a. Cuando un sólido iónico como el NaCl se disuelve en agua, deben ocurrir tres cosas: (1) se deben vencer las fuerzas de atracción que mantienen unidos los iones positivos y negativos; (2) se deben vencer las fuerzas de atracción entre al menos algunas de las moléculas de agua; (3) las moléculas de soluto (NaCl) y de disolvente (agua) deben interactuar y atraerse mutuamente. La energía liberada por la interacción debe ser mayor que la suma de la energía necesaria para vencer las fuerzas que mantienen unidos los iones y la energía que se necesita para separar las moléculas de disolvente.

b. El ZnS no se disuelve porque las fuerzas de atracción que favorecen la hidratación de los iones no vencen las fuerzas de atracción entre estos iones, como se describió en el inciso (a).

Ejer. 14.4 a. La glucosa, no obstante que su masa es mucho mayor, tiene seis grupos —OH capaces de formar puentes de hidrógeno con el agua. El alcohol butílico tiene un solo grupo —OH.

b. Ela lcoholm etílico,C H_3OH, forma puentes de hidrógeno; por tanto, es soluble en agua. El cloruro dem etilo,C H_3Cl,n of ormap uentesd eh idrógeno.

Ejer. 14.5 a. $$75 \text{ g de agua} \times \frac{36 \text{ g NaCl}}{100. \text{ g de agua}} = 27 \text{ g NaCl}$$

b. $$375 \text{ g de agua} \times \frac{23.8 \text{ g KCl}}{100. \text{ g de agua}} = 89.3 \text{ g NaCl}$$

Ejer. 14.6 a. A 20°C sólo se disolverían 55 g de $Pb(NO_3)_2$ en 100 g de agua. Por tanto,
102 g − 55 g = 47 g de $Pb(NO_3)_2$ cristalizaránd e las olución.

b. 102g t otales − 40. g en solución = 62 g de cristalesr ecuperados.

Ejer. 14.7 a. $$0.250 \text{ L} \times \frac{2.00 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} \times \frac{40.0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 20.0 \text{ g NaOH}$$

Disuelve 20 g de NaOH en el agua destilada suficiente para tener un volumen total de 250. mL de solución.

b. $$0.250 \text{ L} \times \frac{1.50 \text{ mol NaOH}_3}{1 \text{ L}} \times \frac{85.0 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 31.9 \text{ g NaNO}_3$$

Disuelve 31.9 g de $NaNO_3$ ene la guad estilada suficientep arat eneru nv olument otald e2 50.m L des olución.

Ejer. 14.8 a. $15.0\ \text{mL} \times \dfrac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}} \times \dfrac{12.0\ \text{mol}}{1\ \text{L}} \times \dfrac{36.5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 6.57\ \text{g HCl}$

b. $12.6\ \text{g NaNO}_3 \times \dfrac{1\ \text{mol}}{85\ \text{g NaNO}_3} \times \dfrac{1\ \text{L}}{1.5\ \text{mol}} \times \dfrac{1000\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 98.8\ \text{mL de solución}$

Ejer. 14.9 a. $\dfrac{5.00\ \text{alcohol}}{20.00\ \text{L solución}} \times 100\% = 25.0\%\ \text{(v/v)}$

b. Comienzac on4 0.0m Ld e alcoholi sopropílicoy agregaa guas uficientep arac ompletar1 00.m Ld e solución.

Ejer. 14.10 a. Para preparar 250. g de una solución al 6.0% de azúcarc omún,o d e cualquiero tros oluto,u tiliza:
Soluto:6 .0% × 250. g = 0.060 × 250. g = 15 g de azúcar (el soluto)
Disolvente:2 50.g t otales − 15 g de soluto = 235 g de agua (el disolvente)
Disuelve 15 g de azúcar en 235 g de agua.

b. Soluto:5 .0% × 500. g = 0.050 × 500. g = 25 g de glucosa (el soluto)
Disolvente:5 00.g t otales − 25 g de soluto = 475 g de agua (el disolvente)
Disuelve 25 g de glucosa en 475 g de agua.

Ejer. 14.11 a. $0.05\ \text{ppm} \times \dfrac{1\ \text{mg/L}}{1\ \text{ppm}} = 0.05\ \text{mg/L}$

b. $0.05\ \text{ppm} \times \dfrac{1000\ \text{ppb}}{1\ \text{ppm}} = 50\ \text{ppb}$

Ejer. 14.12 a. $(V_1)(5.00\%) = (500.\ \text{mL})(1.25\%)$
$V_1 = 125\ \text{mL}$

b. $(V_1)(2.00\ \text{M}) = (500.\ \text{mL})(0.100\ \text{M})$
$V_1 = 25.0\ \text{mL}$

Ejer. 14.13 a. Un mol de $CaCl_2$ reducee lp untod ec ongelación del agua más que un mol de NaCl. Hay más partículase ns oluciónc uandos ed isuelveC aCl_2 que cuando se disuelve NaCl (la proporción es de 3:2)

b. El $CaCl_2$ es más eficaz cuando hace mucho frío porquec adau nidadf ormularl iberat resi onesa l disolverse, en tanto que el NaCl libera sólo dos iones.C uantasm ásp artículash aye ns olución, tantom áss er educee lp untod ec ongelación.

Ejer. 14.14 a. emulsiónl íquida

b. aerosol

Ejer. 14.15 a. *Plasmólisis* es la ruptura de una célula en una soluciónh ipotónica. *Hemólisis* es el término que se empleac uandol ac élulae su ng lóbulor ojo.

b. *Crenación* es el proceso que se lleva a cabo cuando una célula se encoge en una solución hipertónica.

14.1 Els olutoe sl as ustanciaq ues ed isuelve.E ld isolvented isuelvee ls olutoy e sl as ustanciap resentee nm ayorc antidad. Una solución es una mezcla homogénea de soluto y disolvente.

14.3 a. Soluto:d ióxidod ec arbono;d isolvente:a gua;e stado del as olución:l íquido

b. Soluto:n íquel;d isolvente:c obre;e stadod el as olución:s ólido

c. Soluto:e tanol;d isolvente:a gua;e stadod el as olución:l íquido

14.5 Una pequeña cantidad de azúcar o de sal común es soluble en un vaso de agua, pero cantidades grandes de azúcar o de sal no son totalmente solubles en el agua.

14.7 Sonp arcialmentem iscibles.

14.9 En una solución saturada la concentración de soluto está al máximo. En una solución diluida, la concentración de soluto es menor que el máximo.

14.11 Los solutos no polares se disuelven mejor en disolventes no polares. Los solutos muy polares se disuelven mejor en disolventes polares.

14.13 La glucosa tiene varios grupos —OH capaces de formar puentes de hidrógeno con el agua; en consecuencia, la solubilidad de la glucosa es mucho mayor de lo que cabría esperar con base en su masa molar.

14.15 a. Soluble;e lc ompuestoe sp olar.

b. Soluble; el compuesto es polar y tiene un grupo —OH.

c. Soluble;c asit odosl osc ompuestosq uec ontienene l ion amonio son solubles en agua.

d. Soluble;t odosl osc ompuestosq uec ontienene li on sodio son solubles en agua.

e. Insoluble;e lc ompuestoe sn op olar.

f. Soluble;t odos losc ompuestosq uec ontienene li on potasios ons olublese na gua.

14.17 a. Soluble;e lR b^+ es el ion de un metal alcalino.

b. Soluble;t odasl ass alesd ea monios ons olubles.

c. Insoluble; hay más de cuatro átomos de carbono por cadaá tomod eo xígeno.

d. Soluble;e lN a^+ es un ion de metal alcalino.

14.19 El amoniaco es muy polar; por tanto, no se disuelve en hexano (que es no polar), pero sí se disuelve con facilidad en agua debido a la formación de puentes de hidrógeno.

14.21 Cuando los sólidos iónicos se disuelven en agua, la energía liberada por la interacción del soluto con el agua debe ser mayor que la suma de la energía necesaria para vencer las fuerzas que mantienen unidos los iones en el cristal y la energía necesaria para separar las moléculas de agua. En el caso de los compuestos insolubles, la energía liberada durante la hidratación es menor que la energía absorbida.

14.23 Cuando el NaCl se disuelve en agua, es necesario vencer las fuerzas de atracción que mantienen unidos los iones. Cadai onp ositivoN a^+ es atraído hacia el O negativo del agua, y cada ion negativo Cl^- es atraído hacia un H positivo del agua.

14.25 a. soluble

b. insoluble (la dolomita reacciona con los ácidos para formar CO_2 y iones HCO_3^- solubles)

c. todos los nitratos son solubles

d. insoluble

14.27 En una solución saturada la disolución y la cristalización ocurren con la misma velocidad.

14.29 a. Cero
b. 160. g KNO_3

14.31 126 g NaCl

14.33 La solubilidad de la mayor parte de los sólidos solubles aumenta con la temperatura porque el movimiento de las partículas aumenta a temperaturas más altas, lo que permite que más partículas se desprendan del cristal. Una vez en libertad, las partículas en solución se desplazan con demasiada rapidez para ser capturadas de nuevo por el sólido. La solubilidad de los gases disminuye al aumentar la temperatura porque las moléculas gaseosas en rápido movimiento escapan de la superficie del líquido en un recipiente abierto.

14.35 El vaso de bebida gaseosa tibia se tornará "desabrido" más pronto porque un gas es menos soluble a temperaturas más altas, a las cuales que el movimiento de las moléculas es más rápido.

14.37 Sí se disuelven 50. g (hasta 66 g).

14.39 a y b están sobresaturadas; c no está sobresaturada.

14.41 Usa 17 g. Disuelve 17 g de sacarosa en agua suficiente para completar un volumen total de 500. mL de solución.

14.43 400. mL

14.45 234 mL

14.47 40.0% de etanol en volumen. El etanol es el soluto; el agua es el disolvente.

14.49 300.0 mL de alcohol. Agrega agua suficiente a 300. mL de alcohol para obtener 500. mL de solución.

14.51 75.0 mL de etanol

14.53 a. 2.0 g de sacarosa; 798 g de agua
b. Utiliza las mismas cantidades de soluto y de agua que en el inciso a.
c. 46 g de NaCl, el soluto; 4954 g de agua

14.55 350. g de HNO_3

14.57 1.5×10^{-5} partes por millar

14.59 5.0×10^{-3} ppm

14.61 0.05 mg/L; 50 000 ppb

14.63 4.6 g/L; 0.58% (v/v)

14.65 200. mL de antiséptico, que se diluyen con 150 mL de agua.

14.67 40.0 mL de solución se diluyen con agua hasta obtener un volumen total de 100. mL.

14.69 1.25 M

14.71 Se tiene un número mayor de moles disueltos (y de moléculas) de metanol; por tanto, la muestra de metanol es ela nticongelantem áse ficaz.

14.73 a. 3 b. 2 c. 4 d. 1

14.75 Las partículas en solución tienen diámetros de 0.1 a 1.0 nm, aproximadamente. El diámetro de las partículas de las suspensiones es de 100 nm o más. Las partículas coloidales tienen diámetros intermedios (de 1.0 a 100 nm aproximadamente).

14.77 a. emulsión sólida; líquida; sólida
b. emulsión líquida; líquida; líquida
c. espuma sólida; gaseosa; sólida
d. aerosol; líquida; gaseosa

14.79 Crenación: el agua de la célula fluye hacia la solución concentrada de sal y las células se encogen y mueren.

14.81 Una *solución isotónica* es aquélla que presenta la misma presión osmótica que el líquido del interior de una célula viva. Una solución hipotónica contiene una concentración menor de partículas disueltas que la célula. Una *solución hipertónica* contiene una concentración mayor de partículas disueltas que la célula.

14.83 Hipotónica

Capítulo 15

Ejer. 15.1 a. Los tres factores determinantes de la velocidad son (1) la frecuencia de colisión, que depende de la concentración y la temperatura; (2) la orientación o geometría en el momento de la colisión; y (3) que la energía de colisión sea mayor que la energía de activación.
b. La energía de activación es menor para la combustión del metano que para la combustión de la madera. Se observa que el metano se enciende con una chispa (poca energía), pero la madera necesita más energía para encenderse, como un papel ardiendo u otra fuente de energía.

Ejer. 15.2 a. En ambos casos, las temperaturas bajas reducen la velocidad de las reacciones químicas. La temperatura corporal más baja del animal en hibernación reduce la tasa metabólica y la necesidad de alimento. En la cirugía, la menor temperatura retarda los procesos metabólicos para reducir al máximo el daño a los tejidos.
b. En ambos casos, las temperaturas bajas reducen la velocidad de las reacciones químicas. En un acumulador de automóvil frío las reacciones químicas pueden ser tan lentas que no se genera la energía suficiente para arrancar el motor. En el congelador, la baja temperatura retarda las reacciones que se llevan a cabo cuando el alimento se descompone.

Ejer. 15.3 a. En el equilibrio, las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales, y la concentración de los reactivos y de los productos permanece constante.
b. En el equilibrio, las moléculas de los reactivos continúan reaccionando para formar productos, pero las moléculas de los productos también reaccionan a la misma velocidad, de modo que las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales. Por tanto, las concentraciones de todas las sustancias se estabilizan.

Ejer. 15.4 a. En la síntesis de amoniaco de Haber, tanto la extracción de amoniaco (un producto) como un aumento de presión desplazan el equilibrio hacia la derecha hasta alcanzar una mayor concentración de amoniaco en el equilibrio.
b. Aumentar la temperatura en el proceso Haber desplazará el equilibrio hacia la izquierda y reduciría la concentración de amoniaco en el equilibrio.

Ejer. 15.5 a. Un catalizador no influye en las posiciones del

equilibrio.

b. En el convertidor catalítico, que es un recipiente abierto, los productos salen tan pronto como se forman. Por tanto, el catalizador sólo aumenta la velocidad de las reacciones directas.

Ejer. 15.6 a. $K_{eq} = \dfrac{[Co_2]^2}{[CO]^2[O_2]}$ b. $K_{eq} = \dfrac{[N_2]\,[O_2]}{[NO]^2}$

Ejer. 15.7 a. $[I_2] = \dfrac{[HI]^2}{K_{eq}\,[H_2]} = \dfrac{[1.80\ M]^2}{62 \times [0.300\ M]} = 0.174\ M$

b. $K_{eq} = \dfrac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} = \dfrac{[1.38\ M]^2}{[0.24\ M]\,[0.28]} = 28$

15.1 Frecuencia de colisión, orientación y energía de activación

15.3 Es necesario que las partículas se encuentren (choquen) para que puedan reaccionar. Cuando aumenta la tasa de colisiones, también lo hace la velocidad de reacción.

15.5 El átomo específico de una molécula que se ha de transferir a un segundo átomo o molécula debe estar donde ocurre la colisión. La velocidad de reacción aumenta cuando las partículas que chocan tienen la geometría de colisión apropiada.

15.7 La *energía de activación* es la energía cinética mínima que las partículas que chocan deben tener, o superar, para que se lleve a cabo una reacción.

15.9 La energía de activación para la oxidación de glucosa es mucho menor que la energía de activación para la fotosíntesis de glucosa.

15.11 A temperaturas más altas las velocidades de reacción aumentan porque las partículas que se desplazan más lentamente chocan con menor frecuencia. Además, puede ser que las partículas más lentas no tengan la energía de activación mínima para que las colisiones sean eficaces.

15.13 La carne se conserva mejor en el congelador, donde las temperaturas son más bajas que en el refrigerador, porque las reacciones químicas que se llevan a cabo cuando el alimento se descompone se retardan a temperaturas más bajas.

15.15 A temperaturas bajas las reacciones químicas se llevan a cabo con más lentitud; por consiguiente, a las bajas temperaturas de los animales en hibernación el metabolismo, las reacciones químicas relacionadas con la utilización del alimento, debe ser más lento. Debido a que el metabolismo se hace más lento, se utiliza menor cantidad de alimento.

15.17 Cuando el área superficial aumenta, la velocidad de reacción también aumenta. Esto se debe a que la mayor área superficial permite que las partículas reaccionantes choquen con más frecuencia.

15.19 Un *catalizador* es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química sin ser consumida en la reacción. El MnO_2 es uno de los catalizadores que aceleran la descomposición del peróxido de hidrógeno.

15.21 Un catalizador reduce la energía de activación de una reacción porque ofrece otro mecanismo de reacción, con lo cual acelera la velocidad de reacción.

15.23 El azúcar no reacciona con el oxígeno del aire a temperatura ambiente, pero se metaboliza en las células vivas mediante una serie de etapas pequeñas, cada una de las cuales requiere una enzima específica como catalizador.

15.25 El MnO_2 esu nc atalizadorq uea celeral ad escomposición del H_2O_2.

15.27 El MnO_2 reducel ae nergíad ea ctivaciónp aral ad escomposiciónd elH_2O_2.

15.29 a. Los átomos de cloro reaccionan con el ozono para formar moléculas de ClO y O_2 gaseoso.

b. Las moléculas de ClO reaccionan con los átomos de oxígeno para formar átomos de Cl y O_2 gaseoso.

c. El átomo de Cl que reacciona con el ozono en la etapa 1 es liberado en la etapa 2 y queda en libertad para repetir el ciclo una y otra vez, reaccionando con más moléculasd eo zonoy d escomponiéndolas.

15.31 En este modelo, se establece un equilibrio dinámico cuando el número de personas que ascienden en la escalera mecánica es igual al número de personas que descienden en ella por minuto u otra unidad de tiempo. El número de personas en uno de los pisos podría ser muy grande en comparación con el número de personas que están en el otro piso. De modo análogo, el equilibrio no significa que los moles de reactivos son iguales a los moles de productos, sino que las velocidades directa e inversa son iguales y las concentraciones (números por piso) permanecen constantes.

15.33 Por la mañana temprano, el estacionamiento puede estar casi vacío, pero pronto comienzan a llegar vehículos. Se establece un equilibrio dinámico cuando el número de vehículos que entran al estacionamiento por unidad de tiempo es igual que el número de vehículos que salen; en ese momento, la concentración de vehículos en el estacionamiento adquiere un valor constante.

15.35 a. Equilibriof ísico.P untod ef usión(yd ec ongelación).

b. Equilibriof ísico.S ee stablecee le quilibrioc uandos e tieneu nas olucións aturadac onu ne xcesod ec loruro des odio.

c. Equilibrio químico. Se establece el equilibrio cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.

15.37 Se convierten moléculas de reactivos en moléculas de productos, y viceversa, pero ambos procesos ocurren con la misma velocidad.

15.39 Antes de que se establezca el equilibrio, las concentraciones de los reactivos (A) disminuyen y las concentraciones de los productos (B) aumentan.

15.41 Cuandos ee stablecee le quilibrio— ene staa nalogía—,e l númerod et uercasy t ornillosn oc ombinadoss ee stabiliza (es constante), al igual que el número de tuercas y tornillosc ombinados.

15.43 En el equilibrio de la analogía de tuercas y tornillos, la velocidadc onl aq ues ee nsamblant uercasc ont ornillos (reacción directa) es igual a la velocidad con la que se separant uercasd et ornillos(reacción nversa).

15.45 Antes de que se establezca el equilibrio, las concentraciones de los reactivos, CO y O_2, disminuyen a medida que la concentración de CO_2 aumenta. Cuando se ha establecido el equilibrio, las concentraciones de CO, O_2 y CO_2 permanecen constantes.

15.47 a. Ele quilibrios ed esplazah acial ai zquierdap ara favorecer(aumentar)l af ormaciónd er eactivos.
b. Ele quilibrios ed esplazah acial ad erechap ara favorecer(aumentar)l af ormaciónd ep roductos.
c. Ele quilibrios ed esplazah acial ad erechap ara favorecer(aumentar)l af ormaciónd ep roductos.

15.49 a. Aumentarl ap resiónt otaln oi nfluirále nl ap osición del equilibrio (porque el número de moles de gas no cambia).
b. Aumentar la presión total desplazará el equilibrio hacia la izquierda, en favor de una mayor concentración de reactivos.
c. Aumentar la presión total desplazará el equilibrio hacia la derecha, en favor de una mayor concentración de productos.

15.51 a. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de una mayor concentración de productos.
b. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de una mayorc oncentraciónd ep roductos.
c. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de una mayorc oncentraciónd ep roductos.
d. El uso de un catalizador no influye en la posición del equilibrio.

15.53 a. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de una mayorc oncentraciónd ep roductos.
b. El equilibrio se desplaza a la izquierda, en favor de unam ayorc oncentraciónd er eactivos.

15.55 Un catalizador aumenta la velocidad de reacción reduciendo la energía de activación. Con una energía de activación más pequeña, una fracción mayor de los reactivos tienen la energía suficiente para reaccionar; en consecuencia, la velocidad de la reacción aumenta.

15.57 a. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de la formaciónd em etanol.
b. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de la formaciónd em etanol.
c. El equilibrio se desplaza a la izquierda, en favor de unam ayorc oncentraciónd er eactivos.
d. El uso de un catalizador no influye en la posición del equilibrio.

15.59 Lat emperaturad el osg asesd ee scapen oe sl os uficientementea ltap araq uer eaccioneu na ltop orcentajed el os gases.S en ecesitau nc atalizadorp araq uel asr eacciones sel levena c abom áse ficientementec on energíasd ea ctivaciónm enores.

15.61 a. $K_{eq} = \dfrac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]}$ b. $K_{eq} = \dfrac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2}$

c. $K_{eq} = \dfrac{[O_3]}{[O_2]^3}$

15.63 a. $K_{eq} = \dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$ b. $K_{eq} = \dfrac{[N_2O_4]^2}{[NO_2]^2}$

c. $K_{eq} = [CO_2]$ Los sólidos no se incluyen.

15.65 El equilibrio está desplazado a la derecha; las concentraciones de los productos son mayores que las concentraciones de los reactivos.

15.67 a. A la derecha, en favor de los productos.
b. A la izquierda, en favor de los reactivos.
c. A la derecha, en favor de los productos.
d. A la izquierda, en favor de los reactivos, pero la K_{eq} se aproxima m ucho a1 p aras aberloc onc erteza.

15.69 El equilibrio está muy desplazado hacia la derecha. Véase la sección 15.6.

15.71 $[N_2O_4] = 0.19$ M

15.73 Los cambios de concentración no influyen en la K_{eq}.

15.75 a. $K_{eq} = \dfrac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$ b. 1.31 M

15.77 a. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de los productos.
b. El equilibrio se desplaza a la derecha, en favor de los productos.
c. El uso de un catalizador no influye en la posición del equilibrio.

Capítulo 16

Ejer. 16.1 a. ElC aSO_4 es una sal; el $Ca(OH)_2$ es una base.
b. El CH_4 no es ninguna de las opciones; el CH_3COOH es un ácido.

Ejer. 16.2 a. Loss eisá cidosf uertess oná cidoc lorhídrico, HCl;á cidob romhídrico,H Br;á cidoy odhídrico, HI;á cidos ulfúrico,H_2SO_4;á cidon ítrico,$H NO_3$; y ácidop erclórico,$H ClO_4$.
b. Tresá cidosd ébiles:á cidof osfórico, H_3PO_4;á cido carbónico,H_2CO_3;á cidoa cético,C H_3COOH, u otros de la tabla 16.1.

Ejer. 16.3 a. Un limpiador de hornos con NaOH (una base fuerte) será más peligroso de usar que uno con NH_3 (una base débil). Las bases fuertes como el NaOH provocan quemaduras graves. El uso de amoniaco es menos peligroso porque es una base débil, pero se debe tener precaución al utilizar tanto bases fuertes como débiles.
b. NH_3 es una base débil; LiOH, NaOH y KOH son basesf uertes.

Ejer. 16.4 a. $CaCO_3(s) + 2\ H_3O^+(ac) \rightarrow Ca^{2+}(ac) + CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$
b. $NaHCO_3(s) + H_3O^+(ac) \rightarrow Na^+(ac) + CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

Ejer. 16.5 a. Los hidróxidos metálicos anfóteros reaccionan tanto con los ácidos fuertes como con las bases fuertes.
b. Hidróxidosa nfóteros:h idróxidod ea luminio, $Al(OH)_3$, e hidróxido de cromo(III), $Cr(OH)_3$. Metalesa nfóteros:a luminioy z inc.

Ejer. 16.6 a. NH_4^+ ese lá cidoc onjugado.
b. SO_3^{2-} esl ab asec onjugada.

Ejer. 16.7
a. Teoríad eL ewis
b. Brønsted y Lewis (no la de Arrhenius)
c. las tres teorías

Ejer. 16.8 a. $[OH^-] = \dfrac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-4}} = 1.0 \times 10^{-10}$

b. $[OH^-] = \dfrac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-11}$

Ejer. 16.9 a. $[H^+] = \dfrac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-11}$

b. $[H^+] = \dfrac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9}$

Ejer. 16.10 a. Sustituyel a[H^+] conocida en la ecuación pH = $-\log[H^+]$p arao btener pH = $-\log(1.0 \times 10^{-3})$.E lc oeficientee s 1.0; por tanto, el pH es igual al número, 3, del exponente. El pH de la solución de vinagre es de 3. El pH es menor que 7; por tanto, es ácida.

b. Seo btiene[H^+] = 1.0×10^{-9}.S ustituyel a[H^+] en la ecuación pH = $-\log[H^+]$p arao btener pH = $-\log(1.0 \times 10^{-9})$.E lc oeficientee s 1.0; por tanto, el pH es igual al número, 9, del exponente. El pH del limpiador para pisos es de 9. El pH es mayor que 7; por tanto, es básico.

Ejer. 16.11 a. Sustituyel a[H^+]c onocidae nl ae cuación pH = $-\log[H^+]$p arao btener pH = $-\log(5.7 \times 10^{-4})$. Se puede hacer una aproximacióne onb asee ne le xponente, –4; el pH está entre 3 y 4. Utiliza una calculadora con tecla LOG. Digita 5.7, oprime la tecla EE (o EXP),d igita3 (ele xponente),o primel at ecla +/− (parac ambiare ls ignod ele xponente),o prime la tecla LOG y luego +/− parao btenere ll ogaritmon egativo.L eee lp H:3 .24.

b. Sustituyel a[H^+] conocida en la ecuación pH = $-\log[H^+]$p arao btener pH = $-\log(3.2 \times 10^{-6})$. Se puede hacer una aproximacióne onb asee ne le xponente, −6; el pH está entre 5 y 6. Utiliza una calculadora con tecla LOG. Digita 3.2, oprime la tecla EE (o EXP), digita 6 (el exponente), oprime la tecla +/− (parac ambiare ls ignod ele xponente),o prime la tecla LOG y luego +/− parao btenere ll ogaritmon egativo.L eee lp H:5 .49.

Ejer. 16.12 a. Si el pH es de 4.83, el pOH = 14 − 4.83 = 9.17.

b. Si el pH es de 8.42, el pOH = 14 − 8.42 = 5.58.

Ejer. 16.13 a. Sustituyee lp Hc onocidoe nl ae cuación pH = $-\log[H^+]$p arao btener 3.60 = $-\log[H^+]$. Multiplica ambos lados por −1 para obtener $\log[H^+] = -3.60$ y toma el logaritmo inverso (antilogaritmo) de ambos lados para encontrar [H^+]. Si tu calculadora tiene teclas INV y LOG, digita 3.60, oprime la tecla +/− (para cambiar el signo), oprime la tecla EE (o EXP) (para entrar al modo exponencial), oprime INV y luego LOG para obtener el logaritmo inverso. Lee la [H^+]: 2.5×10^{-4} (2 cifras significativas).

b. Sustituyee lp Hc onocidoe nl ae cuación pH = $-\log[H^+]$p arao btener7 .41 = $-\log[H^+]$. Multiplicaa mbosl adosp or– 1p arao btener $\log[H^+] = -7.41$y t omae ll ogaritmoi nverso(antilogaritmo)d ea mbosl adosp arae ncontrar[H^+]. Sit uc alculadorat ienet eclasI NVy L OG,d igita 7.41, oprime la tecla +/− (parac ambiare ls igno), oprime la tecla EE (o EXP) (para entrar al modoe xponencial),o primeI NVy l uegoL OG parao btenere ll ogaritmoi nverso.L eel a[H^+]: 3.9×10^{-8} (2c ifrass ignificativas).

Ejer. 16.14 a. Elp Hd ebes erm ayord ea proximadamente9 .

b. Consulta la tabla 16.6. El rojo de metilo sería rojo en este pH.

Ejer. 16.15 a. Neutra;e lN aNO_3 es la sal de un ácido fuerte y unab asef uerte.

b. Básica;e lK $_2CO_3$ es la sal de un ácido débil y una basef uerte.

Ejer. 16.16 a. Ácida (regla 2). Ésta es una sal de una base débil, NH_3, y un ácido fuerte, HNO_3.

b. Básica (regla 3). Ésta es una sal de una base fuerte, NaOH, y un ácido débil, CH_3COOH.

Ejer. 16.17 a. La base reacciona con el ion H^+ ens olución,y estosi onesh idrógenos er eponenp ori onización adicionald eá cidoa cético.

$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons C_3COO^- + H_3O^+$

b. Parap repararu na mortiguador,u tilizau ná cidoy su sal o una base y su sal.

Ejer. 16.18 a. $0.03432 \text{ L de ácido} \times \dfrac{0.1000 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L de ácido}} \times \dfrac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 0.03432 \text{ mol NaOH}$

$\dfrac{0.003432 \text{ mol NaOH}}{0.03245 \text{ L de base}} = 0.1058 \text{ M NaOH}$

b. $0.03685 \text{ L de base} \times \dfrac{0.1034 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L de base}} \times \dfrac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.003810 \text{ mol HCl}$

$\dfrac{0.003810 \text{ mol HCl}}{0.03724 \text{ L de ácido}} \times 0.1023 \text{ M HCl}$

16.1 (1) Los ácidos tienen sabor agrio. (2) Los ácidos hacen que el tornasol cambie de azul a rojo. (3) Los ácidos reaccionan con los metales activos con desprendimiento de hidrógeno gaseoso. (4) Los ácidos reaccionan con las bases para formar agua y sales.

16.3 Arrheniusa tribuyól asp ropiedadesd el osá cidosa l ap resenciad ei onesh idrógeno.

16.5 Un ion hidronio, H_3O^+, es un ion hidrógeno, H^+, unido a unam oléculad ea gua. Ambost érminoss ee mpleand ef ormai ndistintap orquee nr ealidadt odosl osi onesh idrógeno estánh idratados(unidosa m oléculasd ea gua)f ormando ionesh idronio.

16.7 a. ácido b. base c. sal
d. ácido e. ningunod el osa nteriores f. sal

16.9 a. CH_3COOH(monoprótico)
b. H_3BO_3 (triprótico)
c. HCl(monoprótico)
d. H_2SO_4 (diprótico)

16.11 Tres bases fuertes: NaOH (hidróxido de sodio), KOH (hidróxidod ep otasio) yC a$(OH)_2$ (hidróxidod ec alcio).E l amoniacoa cuosoe su nab ased ébil.

16.13 Losá cidosf uertess ona quéllosq ues ei onizant otalmente en agua; los ácidos débiles no lo hacen.

16.15 Un ácido débil es aquél que se ioniza sólo en pequeña proporción en agua. Después de mezclar agua con un ácidoc oncentrado,s et ieneu ná cidod iluido.

16.17 El amoniaco acuoso es NH_3 disueltoe na gua.U nac antidadr elativamentep equeñad eN H_3 reaccionac ona gua para formar iones OH y iones NH_4^+ ens olución.

16.19 a. ácidod ébil b. ácidof uerte c. ácidod ébil
d. ácidod ébil e. basef uerte f. basef uerte

16.21 Sí, muchos limpiadores de hornos y de cañerías contienen bases fuertes. El ácido muriático, HCl, es un ácido fuerte y puede dañar tus ojos. El vinagre es un ácido débil.

16.23 Aunque el porcentaje de ácido es el mismo en ambos ácidos, el ácido sulfúrico es un ácido fuerte que está totalmentei onizado,e nt antoq uee lv inagrec ontieneu ná cido débil(ácidoa cético)q uee stás ólol igeramentei onizado.

16.25 $H_2SO_4(ac) + 2\ KOH \rightarrow K_2SO_4(ac) + 2\ H_2O$

Ecuacióni ónican eta:$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

16.27 a. $H_2SO_4(ac) + ZnO \rightarrow ZnSO_4(ac) + H_2O(g)$

b. $H_2SO_4(ac) + Zn \rightarrow ZnSO_4(ac) + H_2(g)$

c. $H_2SO_4(ac) + CaCO_3 \rightarrow CaSO_4(s) + CO_2(g) + H_2O$

16.29 Los metales anfóteros son aquéllos que reaccionan directamente con las bases fuertes y agua con desprendimiento de hidrógeno gaseoso. Dos ejemplos son el aluminio y el zinc.

16.31 a. Yae stáb alanceada.E l $Al(OH)_3$ reaccionac onl asb asesf uertes.

b. $Al(OH)_3 + 3\ HCl(ac) \rightarrow AlCl_3(ac) + 3\ H_2O$

El $Al(OH)_3$ reacciona con los ácidos fuertes. El $Al(OH)_3$ esu nh idróxidoa nfótero.

16.33 $HCl(ac) + NaHCO_3 \rightarrow NaCl(ac) + CO_2(g) + H_2O$

Ecuacióni ónican eta:$H^+ + HCO_3^- \rightarrow CO_2 + H_2O$

16.35 Según Brønsted-Lowry, un ácido es un donador de protones. Según la definición de Lewis, un ácido es un receptor de pares de electrones.

16.37 El agua es un ácido:
$NH_3(ac) + H_2O \rightarrow NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$

16.39 $HCl(g) + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$ Ésta es una reacción ácido-base segúnl asd efinicionesd eB rønsted-Lowryy d eL ewis, peron os egúnl ad e Arrhenius.

16.41 a. C_6H_5SH es un ácido de Brønsted (dona un protón). $C_6H_5S^-$ ess ub ase conjugada.

b. CH_3NH_2 es una base de Brønsted (acepta un protón). $CH_3NH_3^+$ ess uá cidoc onjugado.

c. NH_3 es una base de Brønsted que forma NH_4^+, su ácidoc onjugado.

16.43 a. Los ácidos son HBr y HF. El HBr es el ácido más fuerte de los dos; cede un protón con más facilidad y, por tanto, hay más iones Br^- que iones F^- en solución.

b. Los ácidos son HCN y HF. El HF es el más fuerte de los dos; cede un protón con más facilidad y, por tanto, hay más iones F^- que iones CN^- ens olución.

16.45 a. Las bases son F^- y Br^-. F^- es la base más fuerte de las dos; acepta un protón con más facilidad y, por tanto, hay más HF que HBr en solución.

b. Las bases son F^- y CN^-. CN^- es la base más fuerte de las dos; acepta un protón con más facilidad y, por tanto, hay más HCN que HF en solución.

16.47 Laa nilina,C $_6H_5NH_2$, actúa como base y acepta un protón paraf ormarC $_6H_5NH_3^+$.

16.49 a. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-11}$ El pH es de 3.0; por tanto, la muestrae sá cida.

b. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5}$ El pH es de 9.0; por tanto, la muestrae sb ásica.

c. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9}$ El pH es de 9.0; por tanto, la muestrae sb ásica.

d. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-4}$ El pH es de 4.0; por tanto, la muestrae sá cida.

16.51 a. pH = 4.00
b. pH = 5.4
c. pOH = 9.00
d. pOH = 3.7

16.53 a. $[H^+] = 1.00 \times 10^-6$ M pH = 6.000
b. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9}$ M pH = 9.000
c. $[H^+] = 1.00 \times 10^{-2}$ M pH = 2.000
d. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-12}$ M pH = 12.000

16.55 a. pH = 4.47
b. pH = 11.14
c. pH = 7.93
d. pH = 8.80

16.57 a. $[H^+] = 4.5 \times 10^{-9}$ M
b. $[H^+] = 1.9 \times 10^{-3}$ M
c. $[H^+] = 1.3 \times 10^{-5}$ M
d. $[H^+] = 1.2 \times 10^{-8}$ M

16.59 a. Ácida; se trata de una sal de una base débil, $Mg(OH)_2$, y un ácido fuerte, HBr.

b. Casi neutra; se trata de una sal de una base débil, NH_3, y un ácido débil, H_3PO_4.

c. Básica; se trata de una sal de una base fuerte, NaOH, y un ácido débil, H_2CO_3.

d. Básica; se trata de una sal de una base fuerte, NaOH, y un ácido débil, CH_3COOH.

e. Básica; se trata de una sal de una base fuerte, NaOH, y un ácido débil, HCN.

16.61 Ácido; se trata de una sal de una base débil, NH_3, y un ácidof uerte,H NO_3.

16.63 Un amortiguador se prepara con un ácido débil y una sal de ese ácido, o con una base débil y una sal de esa base.

16.65 Amoniacoa cuoso;e sl ab ased ébilq uep roporcionai ones amonioa cuosos.

16.67 Cuando entran en la sangre iones H^+ de un ácido, estos iones reaccionan con los iones HCO_3^- de la sangre para formará cidoc arbónico,u ná cidod ébil.
$H^+(ac) + HCO_3^-(ac) \rightarrow H_2CO_3(ac)$

16.69 Enu nat itulacióná cido-base,l ac oncentraciónd eu n ácidos ed eterminaa gregandog otaa g otae xactamentel a cantidadd eb ases uficientep aran eutralizare lá cido.E n el punto final, se puede calcular la concentración del ácido si se conoce la concentración de la base y los volúmenes de ácido y de base.

16.71 Ácida; la sal que se forma es la de una base fuerte y un ácidod ébil.

16.73 0.2500 M HCl

16.75 NaOH 0.08027 M

Capítulo 17

Ejer. 17.1 a. Sec onocee ln úmerod eo xidaciónd elo xígeno, −2. La suma de las cargas es 0 (porque SO_2 es un compuesto).S is er epresentac omo x eln úmerod e oxidación del S, la ecuación es $x + 2(-2) = 0$; port anto, $x = +4$.E ln úmerod eo xidación del S es +4.

b. Sec onocee ln úmerod eo xidaciónd elh idrógeno, +1. La suma de las cargas es 0 (porque H_2S es un compuesto).S is er epresentac omo x eln úmerod e oxidación del azufre, la ecuación es $2(+1) + x = 0$; por tanto, $x = -2$. El número de oxidación del S es −2.

Ejer. 17.2 a. Se sabe que el número de oxidación del oxígeno es −2, y hay tres átomos de oxígeno. La suma de las cargase s −2 (es igual a la carga iónica). Si se representac omo x eln úmerod eo xidaciónd elc arbono, la ecuación es $x + 3(-2) = -2$; por tanto, $x = +4$. El número de oxidación del C es +4.

b. Se sabe que el número de oxidación del oxígeno es −2, y hay tres átomos de oxígeno. La suma de las cargase s −1 (es igual a la carga iónica). Si se representac omo x eln úmerod eo xidaciónd elb romo, la ecuación es $x + 3(-2) = -1$; por tanto, $x = +5$. El número de oxidación del Br es +5.

Ejer. 17.3 a. $Cu + Br_2 \rightarrow CuBr_2$

b. Reactivos:C u = 0; Br = 0;
Productos:C u = + 2; Br = −1

c. El cobre se oxida y el bromo se reduce.

Ejer. 17.4 a. Ela luminiop ierdee lectronesy s eo xida(definición de oxidación 3, Sec. 17.2); por tanto, el Al es el agente reductor, AR. El Br_2 ganae lectronesy s e reduce(definiciónd er educción4 ,s ección1 7.3); por tanto, el Br_2 ese la genteo xidante, AO.

b. Sec ombinao xígenoe lemental,O_2, con SO_2 (definición de oxidación 1, sección 17.2); por tanto, el oxígenoe se la genteo xidante, AO.D ebidoa q ue el SO_2 se combina con O_2, el SO_2 se oxida; por tanto, el SO_2 ese la genter eductor, AR.

Ejer. 17.5 a. El cromo se reduce (de +6 a +3) y el $Cr_2O_7^{2-}$ es el agente oxidante. El ion yoduro se oxida (de −1 a 0); por tanto, el I^- es el agente reductor.

b. Elm anganesos er educe(de + 5 a +2) y el MnO_4^- es el agente oxidante. El hierro se oxida (de +2 a +3) y el Fe^{2+} ese la genter eductor.

Ejer. 17.6 a. Tres agentes reductores y el producto que se forma durante la oxidación: H_2, H_2O; C, CO_2; CO, CO_2

b. El carbono se oxida (gana átomos de oxígeno y pasad e +2 a +4). El cobre se reduce (pasa de +2 a 0). El agente oxidante se reduce siempre; por tanto, el CuO es el agente oxidante. El carbono se oxida; por tanto, el CO es el agente reductor.

Ejer. 17.7 a. $2\,MnO_4^- + 5\,SO_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,SO_4^{2-} + 4\,H^+$

b. El azufre se oxida (pasa de +4 a +6).E lm anganesos er educe(pasad e +7 a +2). El agente oxidante se reduce siempre; por tanto, el MnO_4^- es el agente oxidante. El azufre se oxida; por tanto, el SO_2 ese la genter eductor.

Ejer. 17.8 a. Elb razaletes ed ebef ijara lc átodop arar ecubrirlo. Cuando se deposita oro (o cualquier otro metal), se lleva a cabo una reducción.

b. El oro puro se fija al ánodo. El metal se oxida para formar iones que se disuelven en la solución de galvanoplastia.

Ejer. 17.9 a. El Mg se oxida; es más reactivo que el cobre; los ionesC u^{2+} ser educen.

b. $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$(media reacción de oxidación).
$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$ (media reacción de reducción).

c. El Mg es el ánodo; el Cu es el cátodo.

d. El cátodo de Cu gana masa; el ánodo de Mg pierdem asa.

e. Los electrones fluyen del Mg al Cu por el alambre.

17.1 a. +3
b. +3
c. 0
d. +7

17.3 a. −3
b. +5
c. +3
d. +5

17.5 a. +7
b. +4

17.7 a. Hayo xidacióNc uandou ne lementoo c ompuestog ana átomosd eo xígeno.
b. Hayo xidacióNc uandou nc ompuestop ierdeá tomosd e hidrógeno.
c. Hay oxidación cuando un átomo o ion de un elemento pierdee lectrones.
d. Hay oxidación cuando aumenta el número de oxidación.

17.9 a. El agua se reduce.
b. El Br_2 ser educe.

c. El C_2H_4Os er educe.
d. El C_2H_4O se oxida.

17.11 a. No es redox
b. Redox
c. Redox
d. No es redox

17.13 Se reduce; el aceite insaturado gana átomos de hidrógeno.

17.15 RA OA
a. $2\ Fe + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ FeCl_2$
RA OA
b. $Mg + Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu\ 1\ Mg(NO_3)_2$
OA RA
c. $1\ PbO + C \rightarrow 2\ Pb + CO_2$
OA RA
d. $Cl_2 + 2\ NaBr \rightarrow Br_2 + 2\ NaCl$

17.17 a. El S se oxida.
b. El N se reduce.
c. El HNO_3 ese la genteo xidante.
d. El SO_2 ese la genter eductor.

17.19 a. El Fe se oxida.
b. El Mn se reduce.
c. El MnO_4^- ese la genteo xidante.
d. Los iones Fe^{2+} sona gentesr eductores.

17.21 a. El Zr se oxida.
b. El H se reduce.
c. El H_2O es el agente oxidante.
d. El Zr es el agente reductor.

17.23 a. Eli ndoxilos eo xida.C uandod osm oléculasd ei ndoxilos ec ombinanp araf ormaru nam oléculad elc olorante índigo, el número total de átomos de C y de O permanecec onstante,p eros ep ierden4 á tomosd eH ; se oxidan para formar agua.
b. El O_2 gaseosoe se la genteo xidante.E lo xígenos e combinac onh idrógeno,e lh idrógenor educee lo xígeno, para formar agua.

17.25 a. El Cl_2 ese la genteo xidante;s un úmerod eo xidación cambia de 0 a −1. Los iones bromuro son agentes reductores;s eo xidand e −1 a 0.
b. Los iones $Cr_2O_7^{2-}$ son agentes oxidantes. El cromo se reduced e +6 a +3. Los iones hierro(II) son agentes reductores;s eo xidand e +2 a +3.

17.27 Tres agentes reductores son el H_2 gaseoso,e lc arbono (coque)y e lm onóxidod ec arbonog aseoso.

17.29 El azufre se oxida. Su número de oxidación cambia de +4 en los iones SO_3^{2-} a +6 en los iones SO_4^{2-}.

17.31 $6\ I^- + 8\ H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 3\ I_2 + S + 4\ H_2O$

17.33 $10\ Cl^- + 16\ H^+ + 2\ MnO_4^- \rightarrow 5\ Cl_2 + 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O$

17.35 Una celda voltaica (también llamada celda galvánica) es una celdae lectroquímicaq ueu tilizau nar eacciónq uímica espontáneap arag eneraru nac orrientee léctrica.

17.37 a. Lae cuaciónr epresentau nar educción.
b. El Pb se reduce.
c. Esta media reacción se lleva a cabo en el cátodo.

17.39 a. Lae cuaciónr epresentau nar educción.
b. El Ni se reduce.
c. Esta media reacción se lleva a cabo en el cátodo.

17.41 a. Oxidación. Se lleva a cabo en el ánodo.
b. Reducción. Se lleva a cabo en el cátodo.
c. La reacción neta es $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O$

17.43 a. Lar eacciónc atódica(reducción)e s
$Ca^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ca(s)$
b. Lar eaccióna nódica(reducción)e s
$Br^- \rightarrow Br_2(g) + 2\ e^-$

17.45 Sei nsertau nat irad en íquelm etálico(une lectrodo)e n una solución de $Ni(NO_3)_2$ que está conectada mediante un puentes alinoa u nas oluciónd eC $u(NO_3)_2$ quec ontiene unat irad ec obrem etálico(els egundoe lectrodo).H ay flujod ec orriente cuandos ec ompletae lc ircuitoc onectando un conductor a los dos electrodos.
Mediar eaccióna nódica(oxidación):
$Ni(s) \rightarrow Ni^{2+} + 2\ e^-$
Mediar eacciónc atódica(reducción):
$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$
Ecuacióni ónican eta:
$Ni(s) + Cu^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + Cu(s)$

Capítulo 18

Ejer. 18.1 a. Sef ormaa zufre. ${}^{32}_{15}P \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{32}_{16}S$
b. ${}^{238}_{92}U \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{234}_{90}Th$

Ejer. 18.2 a. $\frac{1}{2^4} = \frac{1}{16}$ queda.
b. $1 - \frac{1}{16} = \frac{15}{16}$ desapareció.

Ejer. 18.3 a. La fracción restante al cabo de tres vidas medias es
$\frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = \frac{1}{2^3} = \frac{1}{8}$
$6.00\ g \times \frac{1}{8} = 0.75\ g$ queda.
b. La fracción restante al cabo de dos vidas medias es
$\frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = \frac{1}{4}$
$6.00\ g \times \frac{1}{4} = 1.50\ g$ queda.

Ejer. 18.4 a. Lar adiacióni onizantef ormai onesy f ragmentos molecularesm uyr eactivosd entrod el asc élulas.
b. Rem

Ejer. 18.5 a. Tantoe lh ospital comoe lr adiólogon ecesitanc onocerl ac antidad *total* dee xposicióna l ar adiaciónd uranteu nt iempod eterminado.
b. Elc ontadorG eigerm idec uentas/minuto.

Ejer. 18.6 a. 1600a ños;d esintegracióna lfa
b. La vida media del radón 222 es de 3.8 días. Emite

partículasa lfa. Véasel aF ig.1 8.9.

Ejer. 18.7 a. ${}^{1}_{0}\text{n}$, unn eutrón $^{239}_{94}\text{Pu} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{242}_{96}\text{Cm} + {}^{1}_{0}\text{n}$

b. unne utrón, $^{27}_{13}\text{Al} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{30}_{15}\text{P} + {}^{1}_{0}\text{n}$

Ejer. 18.8 a. $^{238}_{92}\text{U} + {}^{2}_{1}\text{H} \longrightarrow {}^{238}_{93}\text{Np} + 2\ {}^{1}_{0}\text{e}$

b. Sef ormap lutonio2 38

$$^{238}_{93}\text{Np} \longrightarrow {}^{238}_{94}\text{Pu} + {}^{1}_{-0}\text{e}$$

Ejer. 18.9 a. El yodo 131 se emplea en la detección y tratamientod elc áncerd et iroides.

b. El yodo 131 se emplea con fines *diagnósticos* en lad etecciónd elc áncerd et iroides;p ermitem edir elt amaño,f ormay a ctividadd el at iroides.E ste isótopot ambiéns ee mpleac onf ines *terapéuticos* comot ratamientod elc áncerd et iroides.

Ejer. 18.10 a. $25.0\% = \dfrac{1}{4} = \left(\dfrac{1}{2}\right)^2$ o dos vidas medias; por tanto, la madera tiene 2×5730 años o alrededor de 11 500 añosde a ntigüedad.

b. No. Una actividad de tritio de la mitad de la que presentau nv inon uevos eríau nav idam edia,e sto es, alrededor de 12 años, no 30 años.

Ejer. 18.11 a. Fermiy S egré(físicos)b ombardearonu ranioc on neutronesy e ncontraronc uatroe speciesr adiactivas, peros upusierone rróneamenteq ueh abían producidoe le lemento9 3.(Enr ealidadh abíao curridou naf isión.)

b. Hahny S trassmann(químicos)r epitierone le xperimentod eF ermi-Segrév e ncontraronq uel am asad el osp roductose rad ea proximadamentel a mitad de la masa del uranio. Llegaron a la conclusión correcta de que el átomo de uranio se había dividido.

c. Meitner y Frisch calcularon la energía que se libera durante la fisión del uranio y descubrieron que era mucho mayor que la de cualquier reacción nuclearc onocida. Tambiénd edujeronq uee lg ran númerod en eutronese mitidosp odíad ividiro tros átomosd eu ranio— manteniendoa síu nar eacción enc adena—y l iberarc antidadese normesd e energía.

Ejer. 18.12 a. Elc ombustiblef isionablee se scasoy c ostoso. Algunosp roblemasq uel asc entralesn ucleoeléctricasp resentans onl ae liminaciónd el osp roductos def isiónr adiactivos,l ac ontaminaciónt érmicay lap osibilidadd eu nae misióna ccidentald er adiactividade ng ranc antidad.

b. Lasc entralesn ucleoeléctricasn oc ontaminane l aire(yt ampocop roducenC O_2, un gas de invernaderoq uep rovocac alentamientog lobal).

Ejer. 18.13 a. Esn ecesariom antenert emperaturasd e5 0a 1 00 millones de °C, así como contener el plasma formado.

b. Lai nvestigacióne sc ostosay n os ee sperang randesa delantose ne lf uturoc ercano.E stop uedet omar de 20 a 40 años, y por ello el Congreso de EstadosU nidosn oe stád estinandod ineroa l a energíad ef usión.

18.1 350; casi todos los elementos tienen más de un isótopo deo rigenn atural

18.3 ${}^{0}_{-1}\text{e}$; β

18.5 Durantel ad esintegracióna lfa,e ln úmeroa tómicod eln úcleo original disminuye en dos unidades, en tanto que el númerod em asas er educee nc uatro.

18.7 2; 4

18.9 Los rayos gamma, que son un tipo de radiación de alta energía, no tienen masa ni carga; son emitidos por isótoposi nestablesq ues ufrend esintegracióna lfao b eta.

18.11 El supraíndice es el número de masa; el subíndice es el númeroa tómico.

a. $^{131}_{53}\text{I}$ b. ${}^{3}_{1}\text{H}$ c. ${}^{1}_{0}\text{n}$ d. $^{222}_{86}\text{Rn}$

18.13 a. ${}^{0}_{-1}\text{e}$

b. $^{56}_{26}\text{Fe}$

c. $^{59}_{26}\text{Fe}$

d. $^{14}_{6}\text{C}$

18.15 a. y d.

18.17 $^{214}_{84}\text{Po} + {}^{4}_{2}\text{He} \rightarrow {}^{210}_{82}\text{Pb}$

Plomo

18.19 a. $^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^{4}_{2}\text{He}$

b. $^{234}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{234}_{91}\text{Pa} + {}^{0}_{-1}\text{e}$

c. $^{234}_{90}\text{Pa} \rightarrow {}^{234}_{92}\text{U} + {}^{0}_{-1}\text{e}$

d. $^{234}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{230}_{90}\text{Th} + {}^{4}_{2}\text{He}$

18.21 Rayosg amma

18.23 Partículas alfa

18.25 4.5 s: quedan 1500 átomos; 9.0 s: quedan 750 átomos.

18.27 11 460 años

18.29 26 s

18.31 24 días

18.33 11.0 mg

18.35 Lar adiacióni onizantep rovocaq uel asm oléculasf undamentales de las células vivas se ionicen o se rompan en fragmentosi ncapacesd ed esempeñars usf uncionesn ormales.

18.37 Placasd ep elícula

18.39 Ochenta

18.41 El radón-219 y el radón-220 se desintegran con gran rapidez (su vida media se mide en segundos); sin embargo, el radón-222, con una vida media más larga de 3.82 días, es motivo de mayor preocupación; sus hijos,q ues onr adioisótoposd ep olonioe misoresa lfa, puedenq uedara trapadose nl osp ulmones,d onded añan lasc élulasy p roducenc áncer.

18.43 4.5×10^9 años;p artícula α;t orio-234

18.45 Elp lomo-206e sp roductod el ad esintegracióna lfad el polonio-210.

18.47 Radón, rayos cósmicos, rocas y suelos y la radiación del interiord en uestroo rganismo.

18.49 3.8 días

18.51 $^{31}_{16}S \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{31}_{15}He$

18.53 a. $^{153}_{62}Sm$ b. $^{1}_{0}n$ c. $^{109}_{47}Ag$

18.55 a. $^{240}_{95}Am$ b. $^{242}_{96}Cm$ c. $^{243}_{97}Bk$ d. $^{245}_{98}Cf$

18.57 Se administran pequeñas cantidades de yodo-131 con fines de diagnóstico; este isótopo se concentra en la tiroides y la radiación emitida se puede medir con un detector y emplear para obtener un fotoexamen de los tejidos.

18.59 El cobalto-60 y el radio-226 son radioisótopos que se utilizan en la terapia del cáncer.

18.61 No.

18.63 Ela mericio-241s eu tilizae nc iertosd etectoresd eh umo (delt ipod ei onización).

18.65 La masa crítica es la cantidad mínima de un material fisionable que se necesita para sostener una reacción en cadena.

18.67 Seu tilizau nm oderadorp arar etardarl osn eutronesr ápidose mitidosp orá tomosf isionables;l osn eutronesm ás lentos son capturados por los núcleos, los que, a su vez, sufren fisión. El agua pesada y el grafito se han usado comom oderadores.

18.69 Neutrones

18.71 Uranio-235

18.73 Cuando Fermi y Segrè bombardearon uranio con neutrones, pensaron que habían producido un elemento nuevo.

18.75 Diferencias entre la fisión en las bombas nucleares y la fisión en las centrales nucleoeléctricas: (1) se emplean barras de control en las centrales nucleoeléctricas, mas no en las bombas; (2) las bombas nucleares requieren una concentración de uranio-235 de 85 a 90%, pero las centrales nucleoeléctricas necesitan un enriquecimiento de uranio-235 de sólo 3%; (3) en las centrales nucleoeléctricas se utiliza un moderador, pero no en las bombas de fisión.

18.77 Durante la fusión nuclear se deben aproximar y unir átomos pequeños. La fusión se lleva a cabo a las altísimas temperaturasd elS oly e nl asb ombasd eh idrógeno.

18.79 De 50 a 100 millones de °C

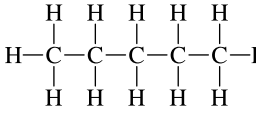
Capítulo 19

Ejer. 19.1 a. Unc ompuestoo rgánicoc ontienec arbono.P uede serd eo rigens intéticoo p rovenird eu no rganismo vivo.

b. No.L ass ustanciasq uímicaso rgánicasd ebenc ontenerc arbono,p eros eh ans intetizadom uchasq ue sont otalmented istintasd el osc ompuestosd el os organismosv ivos.

Ejer. 19.2 a. Metano,e tano,p ropano,b utano

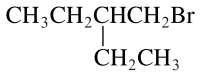
b. Pentano,h exano,h eptanoy o ctano

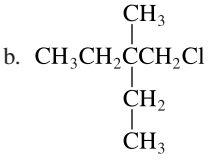
Ejer. 19.3 a. 

y

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ o $CH_3(CH_2)_3CH_3$

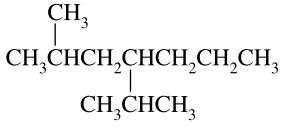
b. $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ o $CH_3(CH_2)_4CH_3$

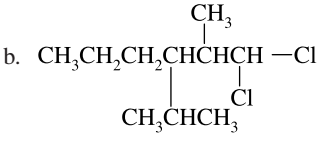
Ejer. 19.4 a. 

b. 

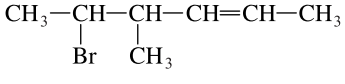
Ejer. 19.5 a. 2-cloro-3-etilhexano

b. 2-cloro-2-metilpropano

Ejer. 19.6 a. 

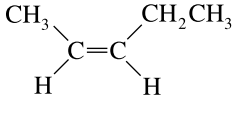
b. 

Ejer. 19.7 a. Numerandod ed erechaa i zquierda,e ld oblee nlace está en el carbono número 2, el metilo está en el número 4, y el bromo, en el número 5.

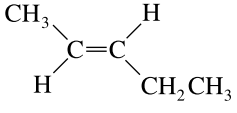


b. 2-metil-1,3-butadieno

Ejer. 19.8 a.



cis-2-penteno



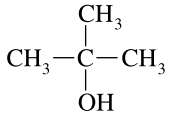
trans-2-penteno

b. *cis*-1,2-dicloroeteno

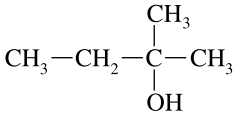
Ejer. 19.9 a. naftaleno

b. toluenoo m etilbenceno

Ejer. 19.10 a.



alcohol *tert*-butílico



2-metil-2-butanol

Ambosa lcoholess ec lasificanc omoa lcoholes terciarios.

b. Amboss ona lcoholesp olihidroxilados.E le ti-lenglicol tiene dos grupos —OH y el glicerol tienet res.

Ejer. 19.11 a. etanol

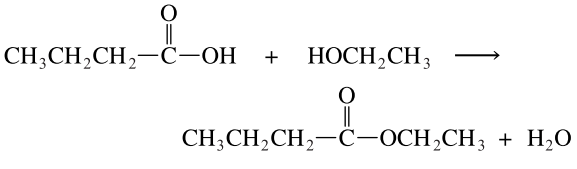
b. CH_3CH_2—O—CH_2CH_3,é terd ietílico

Ejer. 19.12 a. 1-propanol b. Elg rupoc arbonilo

Ejer. 19.13 a. El nombre común es *sec*-butile tilc etonap orque hay un grupo *sec*-butiloy ung rupoe tilou nidos alg rupoc arbonilo.E stosg ruposs en ombrane n ordena lfabético.

b. Alcoholess ecundarios

Ejer. 19.14 a.



b. ácidos alicílicoy á cidoa cético

Ejer. 19.15 a. propilamina,p rimaria;i sopropilamina,p rimaria, etilmetilamina,s ecundaria

b. una amina primaria (el N tiene 2 átomos de H unidos a él)

Ejer. 19.16 a. piridoxamina b. anfetamina

c. 1,6-hexanodiamina

19.1 Con la obtención de miles de compuestos orgánicos sintéticos, fue necesario expandir la antigua definición de química orgánica para incluir todos los compuestos que contienen carbono; originalmente, la definición incluía sólo los compuestos presentes en los organismos vivos o producidos por ellos.

19.3 a. orgánico b. inorgánico

c. orgánico d. orgánico

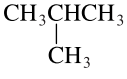
19.5 a. Es de esperar que el NaOH, un compuesto inorgánico, tenga el punto de fusión más alto.

b. Es de esperar que el KCl, un compuesto inorgánico, tenga el punto de fusión más alto.

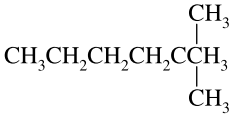
c. Es de esperar que el $C_{20}H_{42}$, con la masa molar más grande, tenga un punto de fusión más alto que el C_6H_{12}.

19.7 Orgánica

19.9 a. 2; CH_3CH_3 b. 4; $CH_3CH_2CH_2CH_3$

c. 4; 

d. 5; $CH_2{=}CHCH_2CH_2CH_3$

e. 8; 

f. 2; $HC{\equiv}CH$

19.11 18

19.13 a. cloroformo

b. hexano

c. bromoetano(bromurod ee tilo)

d. 2-cloropropano(clorurod ei sopropilo)

19.15 a. mismoc ompuesto

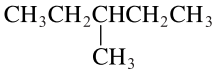
b. compuestosd iferentes

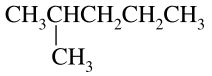
c. mismoc ompuesto

19.17 a. insaturado b. insaturado

c. insaturado d. saturado

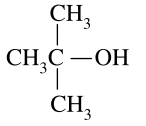
19.19 a. 3-metilpentano b. 2-metilpentano



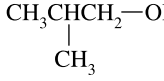


19.21 $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$p rimario

secundario

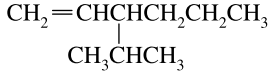


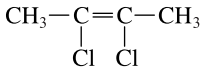
terciario

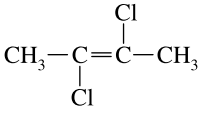


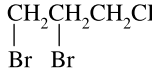
primario

19.23 butano

19.25 a. 

b. 

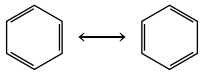
c. 

19.27 

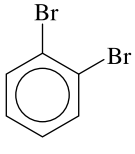
1,2-dibromobutano

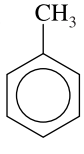
19.29 a. aromático b. alifático c. alifático

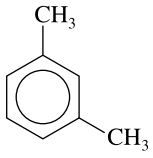
19.31 Conb asee ne stase structuras,u nop ensaríaq uee lb enceno se comporta como un alqueno y sufre reacciones de adición, pero no es así.

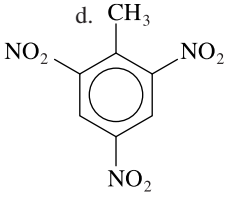


19.33 a. para b. orto c. meta

19.35 a. 

b. 

c. 

d. 

19.37 a. CH_3CHCH_3 (OH) alcohol secundario

b. $CH_3C(CH_3)_2OH$ alcohol terciario

c. $CH_3CH(CH_3)CH_2OH$ alcohol primario

d. $CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2OH$ alcohol primario

19.39 Lad estiladión estructivac onsistee nc alentaru nas ustancia, como la madera, en ausencia de oxígeno. De la destiladión estructivad el am aderas eo btienem etanol.

19.41 El alcohol desnaturalizado es etanol al que se han agregado diversas sustancias tóxicas y nocivas a fin de que no se pueda emplear como bebida.

19.43 40% (El porcentaje de alcohol en volumen es igual a la graduadióna lcohólica,o g radosG ay-Lussac).

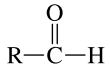
19.45 El metanol se produce en escala comercial mediante la reacción catalizada de hidrógeno gaseoso con monóxido de carbono, obtenido de la oxidación parcial de metano, a temperatura y presión elevadas.

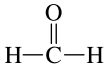
19.47 El1 ,2-etanodiol(conocidoc omoe tilenglicol)e se ld iol másc omún.E se li ngredientef undamentald ela nticongelantep araa utomóviles,p erot ambiéns ee mpleae xtensamentee nl af abricadión ef ibrasy p elículasd ep oliéster.

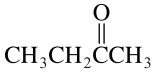
19.49 C_6H_5OH;e lf enols ee mpleac omoa ntiséptico y desinfectante.

19.51 R—O—R

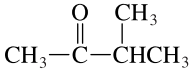
19.53 éter;é term etilt er-butílico

19.55 Todosl osa ldehídosc ontienene lg rupo. carbonilo. 

19.57  Elf ormaldehídos ee mpleae nl íquidosp ara embalsamar,a dhesivosy p lásticos.L af ormalinae su nas oluciónd ef ormaldehídoe n agua al 40%.

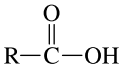
19.59 a. 

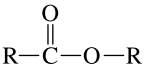
b.

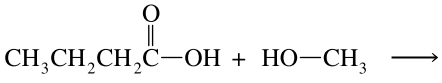
c. 

19.61 Una lcoholp rimarios ep uedeo xidara u na ldehído.

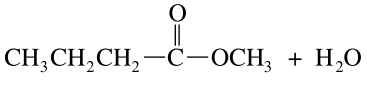
19.63 a. $CH_3CH(OH)CH_2CH_2CH_3$ b. CH_3CH_2OH

19.65 

19.67 

19.69 

ácido butírico alcohol metílico



butirato de metilo agua

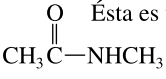
19.71 poli(etilent ereftalato)

19.73 Lae structurag enerald elg rupoa minoe s— NH_2. Una aminae su nc ompuestoq ues ef ormas ustituyendou no, dos o tres átomos de hidrógeno del amoniaco por un grupo alquilo, R, o arilo, Ar.

19.75 a. $CH_3CH_2NH_2$ primaria

b. CH_3NHCH_3 secundaria

c. $CH_3N(CH_3)CH_3$ terciaria

19.77  Ésta es una amida.

19.79 aminap rimaria

Capítulo 20

Ejer. 20.1 a. Ela lmidóny l ac elulosas ond os polímerosn aturalesc onstituidosp oru nidadesd eg lucosa.E ne l almidón,l asu nidadesd eg lucosae stánu nidasp or enlacesa lfa;e nc ambio,e nl ac elulosal asu nidades de glucosa están unidas por enlaces beta. Los seresh umanost ienene nzimasq ued esdoblan(digieren)e la lmidón,p eron ol ac elulosa. Tantol a glucosac omol ag alactosas ona ldohexosas.S u únicad iferenciae structurale sl a orientaciónh acial ad erechao h acial ai zquierda(lae stereoquímica) de los grupos —OH y —H.

b. Laa milosac onsistee nu nidades de α-glucosae n-lazadase nu nac adenac ontinua.L aa milopectina tienec adenasr amificadasd eu nidadesd e α-glucosa.

Ejer 20.2 a. Los ácidos grasos son ácidos carboxílicos, como se muestra en la tabla 20.1. Las grasas (lípidos) son ésteresd eá cidosg rasosy g licerol.L asg rasas son sólidos; en cambio, los aceites son líquidos a temperaturaa mbiente.

b. Losá cidosg rasoso mega-3t ienenu nd oblee nlacee ntree lt erceroy c uartoc arbono contandoa partir del extremo que tiene el grupo —CH_3. Los ácidos grasos omega-6 tienen un doble enlace a 6 átomos de carbono del extremo que tiene el grupo —CH_3.

Ejer. 20.3 a. Loso choa minoácidose sencialess on:f enilalanina,v alina,l eucina,i soleucina,m etionina,t reonina,t riptófanoy l isina.

b. La estructura primaria de las proteínas es la secuencia de aminoácidos. La estructura secundaria de las proteínas se refiere a la forma que la estructura primaria adopta cuando se enrosca o pliega.

Ejer. 20.4 a. El par de A con T tiene un ajuste perfecto que se mantiene por medio de puentes de hidrógeno, y la longitud del par es de 1.085 nm. A no se puede enlazar con C ni G con este ajuste ni con esta longitud.

b. ElD NAt ienet iminay d esoxirribosa.E lR NAt ieneu raciloy r ibosa.

Ejer. 20.5 a. Todoss one steroides,a unquen on ecesariamente hormonas.

b. Lash ormonass onm oléculasm ensajerasq ues e producene nl asg lándulas endocrinasy s ev ierten en el torrente sanguíneo; dan la señal para que se efectúenc ambiosf isiológicose nd iversasp artes delo rganismo.

c. Confiamos en que este curso y este texto hayan influidoe nt uv idad em uchasy p ositivasf ormas. Losm odose específicosv arían,p erop uedeni n-cluir una mejor comprensión de las sustancias químicas del mundo de todos los días, de nuestro cuerpo,e tc.L aq uímicai nfluyee nt odasl asp ersonasp orquet odosd ependemosd el osc ambios químicos.D elm etabolismoa l ac ombustión,d e la producción de alimentos a las medicinas, de la nutricióna l asf ibrasn aturalesy a l osa utomóviles,c omputadoras,f otografías,p inturasy p lásticos, la química está en todas partes.

20.1 Dextrosao " azúcard el as angre";e su nm onosacárido.
20.3 La orientación del —OH y del —H en el C número 4.
20.5 a. fructosa
b. sacarosa
20.7 alfa,b etay d ec adenaa bierta
20.9 La amilosa, la amilopectina y el glucógeno son polisacáridos formados por unidades de glucosa unidas por enlaces alfa.
20.11 En el almidón, las unidades de glucosa están unidas por enlacesa lfa;e nc ambio,e nl ac elulosa,l asu nidadesd e glucosae stánu nidasp ore nlacesb eta.
20.13 El almidón que está presente en la galleta de soda se desdobla en unidades de glucosa desde que la galleta está en la boca, y la glucosa es dulce.
20.15 L
20.17 Uná cidoc arboxílicod ec adenal argac ons usá tomosd e carbonou nidosp ore nlacess encillos.E jemplos:á cidos esteáricoy o leico.
20.19 omega-6
20.21 Unl ípidos imples ec omponed eu nam oléculad eg licerol unidap ore nlacesé stera t resm oléculasd eá cidog raso.
20.23 a. monoinsaturado;a ceited eo liva
b. saturado;a ceited ep alma
c. saturado;a ceited en uezm oscada
d. poliinsaturado;a ceited eh ígado
20.25 Elí ndiced ey odoe su nam edidag lobald el ai nsaturación de grasas y aceites.
20.27 Es de esperar que el índice de yodo de una margarina líquida sea mayor que el índice de yodo de una margarina sólida. Los líquidos (aceites) son más insaturados que los sólidos (grasas).
20.29 Losa minoácidoss onl asu nidadesb ásicasm áss imples con las que se construyen las proteínas; los aminoácidos estánu nidosp ore nlacesp eptídicos.
20.31 Una minoácidoc ontieneu ng rupoc arboxilo,— COOH, y un grupo amino, —NH_2.
20.33 20
20.35 Un polipéptido consiste en una cadena de alrededor de 10 o más aminoácidos. Cuando la masa molar (el peso molecular) del polipéptido pasa de 10 000, se le llama proteína.
20.37 lae structurap rimaria
20.39 Elá cidod esoxirribonucleico(DNA)y e lá cidor ibonucleico (RNA) son los dos tipos de ácidos nucleicos. El DNA está en el núcleo celular; el RNA está en todas las partesd el ac élula.
20.41 Ribosay d esoxirribosa.
20.43 El DNA está compuesto de una hélice de doble cadena. Lasd osh élicese stáne nroscadasu naa lrededord el ao tra y se mantienen unidas por efecto de los fuertes puentes deh idrógenoq ues ef ormane ntrel asb asesa pareadas.
20.45 Unav itaminae su nc ompuestoo rgánicoe específicoq ue esn ecesarioi ncluire nl ad ietae np equeñasc antidades paraq uee lo rganismof uncionec omoe sd ebido;l ae scasezd eu nav itaminad ap orr esultadou nae nfermedadp or deficienciav itamínica.
20.47 Las vitaminas A, D, E y K son las vitaminas solubles en grasaso l iposolubles;s onn op olares.
20.49 a. Lap rolactinae su nap roteínaq uem antienel ap roduciónd ee strógenosy p rogesterona;e stimulal ap roduciónd el eche.
b. La insulina es una proteína que incrementa la utilización de glucosa y aumenta el almacenamiento de glucógeno.
c. Laa ldosteronae su ne steroideq uer egulae lm etabolismo de la sal y estimula la retención de Na^+ y la excreción de K^+ porl osr iñones.
d. Lap rogesteronae su ne steroideq uer egulae lc iclo menstrualy m antienee le mbarazo.

Créditos de fotografías

pág. ii Dale Chihuly, *Saffron and Red Tower*, 2000. Glass sculture/ Rutherford, California/Photo por Mark McDonnell
vi George Halign/Photo Researchers, Inc.
vi Rob Crandall/Stock Boston
vii Tom Bochsler Photography Limite/Pearson Education/PH College
viii Joequin Carrillo/Photo Researchers, Inc.
ix, x (a) Richard Megna/Fundamental Photographs
x (b) David Young-Wolff/PhotoEdit
xi © Tony Arruza/CORBIS
xii Paul Silverman/Fundamental Photographs
xiii (sup.) Runk/Schoenberger/Gran Heilman Photography, Inc.
(inf.) Micharl P. Gadomski/Photo Researchers, Inc.
xiv Michael P. Gadomki/Photo Researchers. Inc.

pág. 1 George Haling/Photo Researchers, Inc.
Fig. 1.1 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 1.2 Jon F. Silla/Transparencies, Inc.
pág. 8 Stolt Comex Seaway Inc.
Fig. 1.4 AP/Wide World Photos

pág. 12 Rob Crandall/Stock Boston
Fig. 2.1 Frank Rossotto/Corbis/Stock Market
Fig. 2.2 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 2.3 (a, b) Runk/Schoenberger/Grant Heilman Photography, Inc. (c) Breck P. Kent/Breck P. Kent
Fig. 2.5 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 2.6 David W Hamilton/Getty Images Inc.
Fig. 2.7 (a) Charles Thatcher/Getty Images Inc. (b) Stephen Frisch/Stock Boston
Fig. 2.8 Arthur Beck/Photo Researchers, Inc.
Fig. 2.10 (a) Peter Poulides/Getty Images Inc. (b) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc.
pág. 23 (izq. y der.) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 2.11 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 24 The Granger Collection
pág. 27 Stephen Marks/Getty Images Inc.
Fig. 2.12 Sello de la colección privada del profesor C.M. Lang, fotografía por Gary J. Shulfer, University of Wisconsin-Stevens Point. "1979, China-People's Republic (Scott #1468)"; Scott Standard Postage Stamp Catalogue, Scott Pub. Co., Sidney, Ohio.

pág. 35 Chris Hackett/Getty Images Inc.
Fig. 3.1 Tom Pantages/Phototake NYC
Fig. 3.3 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 3.4 (a-c) Richard Megna/Fundamental Photographs (d) Tony Neste/Anthony Neste
Fig. 3.6 (a-d) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 3.8 (a-c) Richard Megna/Fundamental Photographs (d) Rim light/Getty Images, Inc./PhotoDisc, Inc.
Fig. 3.10 (a) Richard Megna/Fundamental Photographs (b) SIU/Photo Researchers, Inc. (c) Mettler-Toledo, Inc.
Fig. 3.11 Alliance Scale Incorporated
pág. 58 Bill Bachmann/Stock Boston
pág. 59 Lori Adamski Peek/Getty Images Inc.
Fig. 3.16 Stephen Frisch/Stock Boston
Fig. 3.18 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 3.19 (a) Paul Silverman/Fundamental Photographs

pág. 76 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 77 Cornelis Bega (Dutch, 1620-1664), *El alquimista* de la colección de Roy Eddleman.
Fig. 4.2 Sello de la colección privada del profesor C. M. Lang, fotografía por Gary J. Shulfer, University of Wisconsin, Stevens Point. "Sweden (Scott #293, #295);" Scott Standard Postage Stamp Catalogue, Scott Pub. Co., Sidney, Ohio.
pág. 76 (sup. izq.) Richard Megna/Fundamental Photographs (sup. centro) Barry L. Runk/Grant Heilman Photography, Inc. (sup. der.) Richard Megna/Fundamental Photographs (inf. izq.) Paul Silverman/Fundamental Photographs (inf. centro) Russ Lappa/Photo Researchers, Inc. (inf. der.) Getty Images, Inc./PhotoDisc, Inc.
Fig. 4.10 (a) Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. (b) Runk/Schoenberger/Grant Heilman Photography, Inc.
Fig. 4.11 Tom Bochsler Photography Limited/Pearson Education/PH College
Fig. 4.12 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 4.13 Alinari-Scala/Art Resource, NY
Fig. 4.14 (a-d) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 4.17 CORBIS
Fig. 4.21 Dr. Mitsuo Ohtsuki/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.
Fig. 4.22 IBM/Phototake NYC
Fig. 4.26 Roy Morsch/Corbis/Stock Market
Fig. 4.27 (a-d) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 4.28 Richard Megna/Fundamental Photographs

pág. 114 David Olsen/Getty Images Inc.
Fig. 5.1 Getty Images Inc.
Fig. 5.2 Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.
Fig. 5.3 (b) Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 119 CORBIS
Fig. 5.8 The Burndy Library, Dibner Institute for the History of Science and Technology, Cambridge, Massachusetts
Fig. 5.12 Dick Canby/DRK Photo
Fig. 5.13 David Parker/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.
pág. 123 NASA/Goddard Space Flight Center, Scientific Visualization Studio.
pág. 124 Index Stock Imagery, Inc.
pág. 125 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 5.17 Wabash Instrument Corp./Fundamental Photographs
pág. 127 Milton Heiberg/Photo Researchers, Inc.
pág. 130 Sello de la colección del profesor C. M. Lang, fotografía por Gary J. Shulfer, University of Wisconsin-Stevens Point. "1963, Denmark (Scott#409 and #410); Scott Standard Postage Stamp Catalogue, Scott Pub. Co., Sidney, Ohio
Fig. 5.24 UPI/CORBIS
pág. 135 (izq. y der.) Michael H. Dunn/Corbis/Stock Market
Fig. 5.27 (a, b) Paul Silverman/Fundamental Photographs
pág. 138 Courtesy of University Archives, The Bancroft Library, University of California, Berkeley

pág. 154 Joequin Carrillo/Photo Researchers, Inc.
Fig. 6.2 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 6.3 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 6.4 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 6.5 Photo courtesy of Harbor Freight Tools, Inc. www.harbor-freight.com
Fig. 6.6 Grantpix/Photo Researchers, Inc.
pág. 166 Richard Megna/Fundamental Photographs

Fig. 6.7 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 6.8 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 6.9 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág 172 Foto cortesía Fisher Scientific Company, Pittsburgh, PA
Fig. 6.10 Paul Silverman/Fundamental Photographs

pág. 184 Schneider Studio/Corbis/Stock Market
Fig. 7.2 Cortesía de the Library of Congress
Fig. 7.3 Ernest Orlando Lawrence Berkeley National Laboratory
Fig. 7.15 (izq. y der.) Copyright 2003 General Motors Corp. Used with permission of GM Media Archives. Foto cortesía de General Motors Corp.
Fig. 7.17 Laura Zito/Photo Researchers, Inc.
Fig. 7.20 (a) John D. Cunningham/Visuals Unlimited
(b) Larry Stepanowicz/Fundamental Photographs
Fig. 7.21 (a) George Whiteley/Photo Researchers, Inc.
(b) Carl & Ann Purcell/CORBIS
Fig. 7.22 TLC Precision Wafer Technology
Fig. 7.24 Paul Silverman/Fundamental Photographs

Fig. 7.25 1999 Prentice Hall
Fig. 7.26 Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc.
Fig. 7.27 Paul Silverman/Fundamental Photographs
Fig. 7.29 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 7.32 Yoav Levy/Phototake NYC
Fig. 7.34 Eveready Battery Company, Inc.
Fig. 7.36 C. Vergara/Photo Researchers, Inc.
Fig. 7.38 Runk/Schoenberger/Grant Heilman Photography, Inc.

pág. 213 Vandystadt/Photo Researchers, Inc.
08-01 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 8.4 Grant Heilman Photography, Inc.
Fig. 8.11 (a-c) Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 229 First Alert Inc.
pág. 233 (sup.) Kristen Brochmann/Fundamental Photographs
(centro) Kristen Brochmann/Fundamental Photographs
(inf.) Kristen Brochmann/Fundamental Photographs
Fig. 8.16 Farmland Industries, Inc.
Fig. 8.17 Grant Heilman/Grant Heilman Photography, Inc.

pág. 249 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 9.1 Ralph A. Burns
Fig. 9.2 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 251 Michael Dalton/Fundamental Photographs
Fig. 9.3 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 253 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 9.4 Barry L. Runk/Grant Heilman Photography, Inc.
Fig. 9.5 Richard Megna/Fundamental Photographs

pág. 276 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.1 (a) Russell D. Curtis/Photo Researchers, Inc.
(b) Yoav Levy/Phototake NYC
Fig. 10.2 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.5 Index Stock Imagery, Inc.
Fig. 10.10 Joel Landau/Phototake NYC
Fig. 10.11 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.12 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.13 (b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.14 (izq.) Richard Megna/Fundamental Photographs
(der.) Tom Bochsler Photography Limited/Pearson Education/PHC ollege
Fig. 10.15 Larry Stepanowicz/Fundamental Photographs
Fig. 10.16 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.17 Carey B. Van Loon/Carey B. Van Loon
Fig. 10.18 Peticolas/Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.19 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.20 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.21 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 10.22 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 303 Robert Mathena/Fundamental Photographs
pág. 312 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 11.3 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 11.8 Richard Megna/Fundamental Photographs

pág. 338 Myrleen Ferguson/PhotoEdit
Fig. 12.1 NASA/Science Source/Photo Researchers, Inc.
pág. 342 Ed Degginger/Color-Pic, Inc.
Fig. 12.5 (b) Yoav Levy/Phototake NYC
Fig. 12.6 Johann Kerseboom (1627-1691), "Robert Boyle," c. 1689. Óleo en tela. The Granger Collection.
Fig. 12.12 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 12.14 Richard Megna/Fundamental Photographs

pág. 376 Photo Researchers, Inc.
Fig. 13.7 Herman Eisenbeiss/Photo Researchers, Inc.

pág. 407 Tony Arruza/CORBIS
Fig. 14.1 Michael Dalton/Fundamental Photographs
Fig. 14.4 Kip Peticolas/Fundamental Photographs
Fig. 14.7 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 14.11 Washnik Studio/Corbis/Stock Market
Fig. 14.13 Craig Newbauer/Peter Arnold, Inc.
Fig. 14.14 (a) Kip Peticolas/Fundamental Photographs
(b) Richard R. Hansen/Photo Researchers, Inc.
Fig. 14.15 Michael Dalton/Fundamental Photographs
Fig. 14.17 (a, c) Dr. Dennis Kunkel/Phototake NYC
(b) Arthur Singer/Phototake NYC

pág. 437 Lawrence Manning/CORBIS
Fig. 15.3 (a) Peter Pearson/Getty Images Inc.
Fig. 15.4 (a) Michael Newman/PhotoEdit
pág. 443 Courtesy of University of Minnesota
Fig. 15.6 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 445 Edgar Bernstein/Peter Arnold, Inc.
Fig. 15.7 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 15.13 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 15.16 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 455 Farmland Industries, Inc.

pág. 469 Paul Silverman/Fundamental Photographs
Fig. 16.1 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 16.2 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 16.3 Paul Silverman/Fundamental Photographs
Fig. 16.4 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 16.5 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 475 (izq.) Richard Megna/Fundamental Photographs
(der.) Courtesy of Fisher Scientific Communication
Fig. 16.7 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 479 Jeff Greenberg/PhotoEdit
pág. 480 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 16.8 Larry Stepanowicz/Fundamental Photographs
pág. 482 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 16.11 Paul Silverman/Fundamental Photographs
Fig. 16.12 Richard Megna/Fundamental Photographs

pág. 507 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 17.1 (sup.) David Young-Wolff/PhotoEdit
(centro) Donna Bise/Photo Researchers, Inc.
(inf.) Hans Reinhard/OKAPIA/Photo Researchers, Inc.
Fig. 17.2 (a) David Young-Wolff/PhotoEdit
(b) Porterfield/Chickering/Photo Researchers, Inc.
Fig. 17.3 (izq.) Ken Fisher/Getty Images Inc.
(centro) David Young-Wolff/PhotoEdit
(der.) Aaron Haupt/Stock Boston
pág. 511 NASA/John F. Kennedy Space Center
pág. 514 (sup.) Baldwin H. Ward/CORBIS
(inf.) Ted Mahieu/Corbis/Stock Market
Fig. 17.6 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 519 Hank Morgan/Photo Researchers, Inc.
pág. 520 Larry Stepanowicz/Fundamental Photographs

pág. 522 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 17.13 Paul Silverman/Fundamental Photographs

pág. 539 CNRI/Phototake NYC
Fig. 18.3 Susan Leavines/Photo Researchers, Inc.
Fig. 18.7 Hank Morgan/Photo Researchers, Inc.
Fig. 18.8 Martyn F. Chillmaid/Science Photo Library/Photo Researchers,I nc.
pág. 550 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 18.11 CORBIS
pág. 555 (a) Dr. Robert Friedland/Science Photo Library/Photo Researchers,I nc.
(b) Dr. Henry Wagner/Peter Arnold, Inc.
Fig. 18.13 Runk/Schoenberger/Grant Heilman Photography, Inc.
Fig. 18.14 Peticolas/Megna/Fundamental Photographs
Fig. 18.15 T. Youssef/Custom Medical Stock Photo, Inc.
Fig. 18.16 (izq. y der.) ISM/Phototake NYC
pág. 561 Zoko/Institut D'Optique/Corbis/Sygma
Fig. 18.17 University of Chicago, Courtesy of AIP Emilio Segre Visual Archives
Fig. 18.18 Courtesy of the Othmer Library, Chemical Heritage Foundation
Fig. 18.21 Los Alamos National Laboratory
Fig. 18.23 Helmut Gritscher/Peter Arnold, Inc.
pág. 570 Plasma Physics Laboratory, Princeton University

pág. 577 Paul Silverman/Fundamental Photographs
Fig. 19.1 (a) James P. Blair/CORBIS
(b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.3 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.4 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.5 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.6 (a) Richard Megna/Fundamental Photographs
(b) Larry Stepanowicz/Fundamental Photographs
Fig. 19.7 (a-d) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.8 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.9 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.10 Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 599 (izq.) Paul Silverman/Fundamental Photographs
(der.) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.12 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.13 John Dudak/Phototake NYC
Fig. 19.17 Diane Hirsch/Fundamental Photographs
pág. 606 Guy Gillette/Photo Researchers, Inc.
Fig. 19.18 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.19 (a, b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.20 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.21 Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 19.22 Michael Dalton/Fundamental Photographs

pág. 624 Alfred Pasieka/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.
Fig. 20.1 Robert Mathena/Fundamental Photographs
Fig. 20.2 (izq.) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 20.2 (centro) David Young-Wolff/PhotoEdit
Fig. 20.2 (der.) Christie's Images/CORBIS
Fig. 20.3 (izq. y der.) Paul Silverman/Fundamental Photographs
Fig. 20.3 (centro) Martin Bough/Fundamental Photographs
Fig. 20.7 Biophoto Associates/Photo Researchers, Inc.
Fig. 20.8 RichardM egna/FundamentalP hotographs
Fig. 20.10 (b) Richard Megna/Fundamental Photographs
Fig. 20.14 Gertrude Elion
Fig. 20.17 A. Barrington Brown/Science Source/Photo Researchers, Inc.
Fig. 20.18 (b) Richard Megna/Fundamental Photographs
pág. 644 Colin Cuthbert/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.
Fig. 20.21 Michael P. Gadomski/Photo Researchers, Inc.

Índice

A

Aceites, 61, 383-384, 413. *Véaset ambién* Lípidos
Acero, 20, 206
Aceroi noxidable,2 0,6 7
Acetal,e nlaces,6 28
Acetaldehído,6 10
Acetaminofeno,1 25
Acetatod eb encilo,6 14
Acetatod ei sopentilo,6 14
Acetileno(C_2H_2), 17, 265-266, 269, 592
Acetona,3 88,6 11-612
Ácido(s). *Véaset ambién* pH,e scalad e
  a partir de óxidos no metálicos y agua, 298
  amortiguadores,4 98-499
  batería,2 45
  carboxílicos,1 70,6 07,6 12-615
  deh alógenos,1 72-173
  definiciónd e Arrhenius,4 70-473,4 86
  definiciónd eB rønsted-Lowry,4 83-486
  definiciónd eL ewis,4 85-486
  ejemplos de, 470, 474
  estándar,4 99
  fuertes y débiles, 169-170, 473-475
  ioneshi dronio,169,472
  monopróticos,d ipróticosy t ripróticos,4 72-473
  nomenclaturad e,1 69-174,4 73
  oxiácidos,1 70,1 72
  reaccionesd ec arbonatosy b icarbonatos,4 78
  reacciones de los metales en, 297, 477
  reaccionesd el osó xidosm etálicos,4 78
  reaccionesd el oss ulfurosm etálicos,4 79
  reaccionesd en eutralización,3 03-304,4 71,4 77
  titulacionesá cido-base,4 99-500,5 05
Ácido acético(CH_3COOH), 170, 176, 472-474, 505, 612
Ácidoa cetilsalicílico(aspirina),6 14
Ácidoa raquidónico,6 32
Ácidoa spártico,6 37
Ácidob enzoico(C_6H_5COOH), 613, 654
Ácido butírico,6 12-613,6 32
Ácido cáprico,6 32
Ácido caprílico,6 13,6 32
Ácido caproico,6 13,6 32
Ácido carbónico(H_2CO_3), 170, 173, 478
Ácido clorhídrico (HCl), 169, 176-177, 264, 473
Ácidod esoxirribonucleico(DNA)
  apareamiento de bases en el, 642-643
  componentesd el,6 40-642
  estructurad ed obleh éliced el,6 41-643
  modelod el,6 24
  recombinante,6 44
  transcripciónd e,6 43
Ácidoe steárico,6 13,6 31-632
Ácidof órmico(HCOOH),6 12
Ácidof osfórico(H_3PO_4), 177, 202, 298, 642
Ácidog ástrico,4 74
Ácidog lutámico,6 37
Ácidol áurico,6 13,6 32
Ácidol inolénico,6 32
Ácidom irístico,6 13,6 32
Ácidon ítrico(HNO_3), 177, 519
Ácido oleico,6 32
Ácido oxálico,5 21
Ácido palmítico,6 13,6 32
Ácidopro piónico,612
Ácidor ibonucleico(RNA),6 40,6 42-645
Ácidos ulfúrico(H_2SO_4)
  densidadd el,6 1
  en la lluvia ácida, 478-479
  producción anual de, 177, 475
  sales de, 173
  usos del, 176-178, 475
Ácidov alérico,6 13
Ácidosc arboxílicos,1 70,6 07,6 12-615
Ácidosd ébiles,4 74-475
Ácidosd ipróticos,4 72-473
Ácidosf uertes,4 73-475
Ácidosg rasos,6 31-634
Ácidosm onopróticos,4 72-473
Ácidosn ucleicos,6 40-645
Ácidosp olipróticos,1 73-174
Ácidost ripróticos,4 72-473
Actínidos,1 87,2 07
Actividad, serie de, 295-297, 299, 528
Adenina,640-642
Adición,p olímerosd e,5 97-598
Adición, reacciones de, 596
Adrenoleucodistrofia , 634
Aerosoles,4 27
Agentese mulsificantes,4 28
Agentesh umectantes,3 84
Agenteso xidantes
  comoa ntisépticosy d esinfectantes,5 20
  definición,5 15-516
  ejemplos de, 516-520
  reaccionesd em etalesc on,2 93-295
Agentesr eductores,2 94,5 15-516,5 20-523
Agua (H_2O)
  anfiprótica,4 84
  autoionizaciónd el,4 87-488
  calord ev aporizaciónd el,3 89,4 00
  calore specíficod el,6 7,3 97-400
  calor molar de fusión del, 394-395
  calorm olard ev aporizaciónd el,3 89,3 95
  constanted elp roductoi ónicod el,4 87
  curvad ec alentamientod el,3 95
  de hidratación, 174-175, 254-255, 411
  der eaccionesd en eutralización,3 03-304
  densidadesd el,6 1,3 97-398
  electrólisis de, 90, 94, 234, 290, 326-327
  estadosf ísicosd el,1 4
  formam oleculard el,2 34-235
  hidrólisis,4 96
  hielo, 61, 243, 382, 397-398, 400
  implicacionesd el asp ropiedadesd el,3 99-400
  naturalezap olard el,2 35
  pesada,99,564
  potable,4 23,4 25
  presión de vapor del, 363-365
  propiedadesá cido-based el,4 84,4 87-488
  propiedadesc aracterísticasd el,2 2
  propiedadesd ed isolvented el,4 00-401,4 13-414
  puentes de hidrógeno, 242-243, 382, 400
  puntos de congelación y de ebullición del, 63-64, 387-388
  reaccionesd em etalese n,2 95-296
  reaccionesd eó xidosn om etálicosc on,2 99
  solubilidadd elo xígenoe n,4 18,4 23

tensións uperficiald el,3 84
vapors obrecalentado,3 96
volumeny m asa,4 6-47
Aguaa nfiprótica,4 84
Aguap otable,r eglamentaciónd el,4 23
Agua, vapor de, 14, 363-365
Aguas profundas, buceo en, 8
Aguas,t ratamientod e,5 20
Aire. *Véaset ambién* Atmósfera
composición del, 16, 20, 339, 374
contaminación del, 202, 448, 479, 610
densidadd el,6 1
límites de radón en el, 550
presiones parcialesd el,3 63-365
Ajustei nducido,6 39
Alanina,6 36
Albercas,2 14
Alcanfor,3 92
Alcanos
dec adenar amificada,5 86
gruposa lquilo,5 87
nomenclaturad e,5 80-582,5 86-592
propiedadesf ísicasd el os,5 82-584
propiedadesq uímicasd el os,5 83-585
tabla de los primeros diez, 581
Alcohol(es)
nomenclaturad e,6 02-603
reaccionesd ea lquenos,5 96
solubilidadd e,4 13
toxicidad de,6 03-604
Alcohold em adera. *Véase* Metanol
Alcohold esnaturalizado,6 05
Alcohol en la sangre, niveles de, 606
Alcohole tílico. *Véase* Etanol
Alcoholi sopropílico,2 0,4 21,5 96
Alcoholl aurílico,4 14
Alcoholm etílico. *Véase* Metanol
Alcoholp araf riccionesc orporales(alcoholi sopropílico), 20, 421, 596
Alcoholesb utílicos,4 14,6 04
Alcoholesp olihidroxilados,6 05-608
Alcoholesp rimarios,6 03
Alcoholess ecundarios,6 03
Alcoholest erciarios,6 03
Aldehídos,607,609-612
Aldohexosas,626
Aldosa,6 26
Aldosterona,6 50
Aleaciones,4 09
Aleacionesm etálicasc omos olucioness ólidas,1 9-20,4 09
Alfa(α),p artículas
bombardeoc on,5 51-553
en el interior del cuerpo humano, 543
en el modelo de Rutherford, 119-120
perspectivag enerald el as,5 40-541
poder de penetración de las, 542-544
Alfa,f ormas,6 27
alfa-hidroxiácidos,6 13
Alimentosi rradiados,5 56
Almidón,6 29-630
Alótropos,199-200,392
Alquenos
definiciónd el os,5 92
gruposf uncionalesd el os,6 07
isómeros cis y trans de, 594-595
nomenclaturad e,5 93-594
polimerizaciónd e,5 97-599
presencia naturald e,5 99
reaccionesq uímicasd el os,5 96
Alquilo,gru pos,587-588
Alquimistas,7 7
Alquinos,592-599,607
Alumbre,1 75
Alúmina,3 34,3 36
Aluminio
anfótero,4 81
bombardeod e,c onp artículasa lfae n,5 52
calor específico del, 67, 397
compuestos de, 178
densidadd el,6 1
energía de ionización del, 192
experiencia práctica, 182
isótoposde ,101
propiedades características del, 22, 198
síntesis de, 182
Amarillod ea lizarinaR ,4 95
Americio, 99, 207, 554, 556, 570
Amidas, 607, 616-617
Amilopectina,6 29
Amilosa,6 29-630
Aminas, 607, 615-617
Amino,g rupos,6 15
Aminoácidos
ejemplos de, 636-637
enlacesp eptídicos,6 38-639
esenciales,6 37
fórmulag enerald el os,6 35
Amoniaco(NH_3)
calord ev aporizaciónd el,3 89
como base, 476, 484
composiciónd el,1 8
constanted ee quilibriod el,4 61
densidadd el,6 1
formam oleculard el,2 35-236
ionesa monio,1 58
producción y usos del, 177, 182, 236, 289, 453-456
Amoniacoa cuoso,4 76
Amoniacoa nhidro,2 36
Amortiguadoresd ep H,4 97-499
Análisisd el ac ombustión,2 66-268
Análisisd imensional,4 0-43,4 9-50
Anfetamina,6 16
Angstroms(unidades),1 89
Ángulosd ee nlace,2 34-236
Anilina,6 15
Aniones, 156, 190
Ánodos, 526, 529-530
Ánodosd es acrificio,5 30
Antiácidos, 300, 320, 331-332, 469, 482
Anticongelante,6 2-63,4 24-425,6 05
Antimonio,2 02
Antioxidantes,2 32
Antipirina,3 87
Antisépticos,5 20,6 08
Antraceno,6 01
Apagado,1 75
Arcoiris,1 21-122
Áreas uperficial,v elocidadesd er eacciónу ,4 48-449
Arginina, 637
Argón, 192, 204
Arilo,g rupos,6 00-601
Aristóteles,8 8
Arrhenius,S vante,2 88,4 70-471
Arrhenius, teoría de, de ácidos y bases, 470-473, 486
Arsénico,2 02,4 23
Arteriosclerosis,6 34
Asfalto,5 90
Asparagina,6 36
Aspartamo,6 38
Aspirina(ácidoa cetilsalicílico),6 14

Ástato,7 8,2 03
Atmósfera. *Véaset ambién* Aire
  capa de ozono, 123, 232, 335
  composición de la, 16, 20, 339
  contaminación de la, 202, 448, 479
  efectod ei nvernadero,2 88
  lluvia ácida, 334, 478-479
  metano,2 38
  presióna tmosférica,3 42-343,3 46
  producción de NO, 467-468
  radiaciónu ltravioleta,1 24,2 32
Atmósferas(unidades),3 43,3 46
-ato,s ufijo,158
Átomos
  cargas eléctricas de los, 94-95
  definición,1 7
  descubrimientod es ue structura,1 15-121
  estudiosc ont ubosd er ayosc atódicos,1 15-117
  ionizaciónd e,1 30,1 92-193
  isótopos, 98-101, 544-546, 564
  moles de, 102-105
  núcleo de los, 96
  orbitalesy s ubniveles,1 39-142
  símbolos de electrón punto de Lewis, 137-139
  tamaño de los, 96, 189-191
  teoríasa ntiguas,8 8
Automóviles
  aceite,3 83-384
  anticongelantep ara,6 2-63,4 24-425,6 05
  bateríasd e,5 32
  combustibled eh idrógenol íquido,1 97
  convertidoresc atalíticos,4 48
  presiones manométricasd el osn eumáticos,3 54-355,3 71
Autorradiografías,5 56
Avogadro, Amadeo, 102-103, 251, 357, 366
Avogadro, ley de, 357-358, 369
Avogadro, número de, 102-104, 252-253, 258-262
Azúcaresr eductores,6 27
Azufre
  ácidos de, 170-171. *Véaset ambién* Ácidos ulfúrico
  enl ag asolina,2 98
  en la hulla, 334, 479
  energíad ei onizaciónd el,1 92
  nomenclaturad ec ompuestosd e,1 65
  oxidaciónd e,2 98
  propiedadesc aracterísticasd el,2 3,2 02
Azuld eb romotimol,4 95
Azul de timol, 495

B

B,v itaminas,6 45-648
Bagian,J ames,1 3
Balanzas,4 7-48
Balanzasa nalíticas,4 8
Balanzasd ep latilloe levado,4 8
Balmer, J. J., 126, 134
Bario, 126, 127
Barómetros,3 43,3 46
Barras de control, 564, 566
Barriles(unidades),3 6
Básculas(balanzas),4 7-48
Bases. *Véaset ambién* pH,e scalad e
  amortiguadores,4 98-499
  conjugadas,4 83
  de DNA y RNA, 640-643
  definiciónd e Arrhenius,4 71-472,4 86
  definiciónd eB rønsted-Lowry,4 83-486
  definiciónd eL ewis,4 85-486
  ejemplos de, 470, 476
  metalesa nfóterosy ,4 81
  reacciones de las, 480-481
  reaccionesd en eutralización,3 03-304,4 71,4 77
  titulacionesá cido-base,4 99-500
Basesd ébiles,4 76-477
Basesf uertes,4 76-477
Baterías
  ácidos de, 245
  celdas de Daniell, 528, 531
  conh idrurosm etálicos,2 18
  de ion litio, 216
  de plomo y ácido, 532
  definición,5 25
  pilass ecas,5 31
Bauxita,1 98-199
Becquerel, Antoine,1 18-119,1 34
Bega,C ornelis,7 7
Bemis, C. E., 573
Benceno(C_6H_6), 265-266, 269, 599-601
Benzaldehído,6 11
Beriberi,6 45
Berilio
  bombardeod e,c onp artículasa lfa,5 52
  configuracióne lectrónicad el,1 45
  energíad ei onizaciónd el,1 92
  formasm olecularesd el,2 33
  punto de fusión del, 194
  usos del, 198
Berquelio,5 54,5 70
Berzelius, J. J., 78, 80, 89, 92, 115, 134
Beta,f ormas,6 27
Beta,p artículas,1 19,5 40-543
bi-,p refijo,1 59
Bicarbonatod es odio($NaHCO_3$), 173, 176, 480, 482
Bicarbonatos,r eacciónc oná cidos,4 78. *Véaset ambién* Bicarbonatod es odio
Binning, Gerd, 134
Bioquímica,6 24-655
  ácidosn ucleicos,6 40-645
  aminoácidosy p roteínas,6 35-640
  carbohidratos,6 25-631
  hormonas,649-651
  ingenieríag enética,6 44
  lípidos,6 31-634
  vitaminas,6 45-64
Bismuto,2 02
Black, J., 641
Blanqueador,335,520-521
Bohr, diagramas de, 131-132
Bohr, Niels, 128-132, 134, 562
Bohrio,554
Bolsas frías, 327-328
Bombasa tómicas,5 62-565,5 69
Bombasde hi drógeno,569
Bombasn ucleares,5 62-565,5 69
Bombillasi ncandescentes,6 6,2 04
Bórax, 175, 198-199
Boro
  configuracióne lectrónicad el,1 45
  en barras de control, 566
  energíad ei onizaciónd el,1 92
  formasm olecularesd el,2 34,2 42
  isótopos del, 101, 544
  punto de fusión del, 194
  usos y fuentes de, 198-199
Boyer, Paul, 641
Boyle, ley de
  modelod el ab ombap aran eumáticod eb icicleta,3 46-347
  relacionesd ep resióny v olumen,3 44-346,3 69
  teoría de la, 347-348
Boyle, Robert, 77-78, 343-344

Bragg, Sir William L. y Sir W. H., 117
Bromo, 86-87, 203-204, 219-220, 378-379, 382
Bromurod em etilo(CH_3Br), 583, 585
Bromuro de plata (AgBr), 522
Bronce,20
Brønsted, J. N., 483
Brønsted-Lowry, ácidos y bases de, 483-486
Buceo en aguas profundas, 8, 354
Buckybolas(buckminsterfulereno),2 00,3 92-393
Bunsen, Robert, 126, 134
Butadieno,5 99
Butano,580-583
1-Butanol,6 04
Butanona,6 12
1-Buteno,5 92
2-Butenos,5 94
Butilo,g rupos,5 88
Butiratod em etilo,6 14

C

Cadaverina,6 16
Cadmio, 126, 423, 564, 566
Cal (óxido de calcio, CaO), 175-177, 300, 333
Cal apagada, 175-176, 415
Cal viva (óxido de calcio, CaO), 175-177, 300, 333
Calcio, 126-127, 198
Cálculos. *Véase* Cantidades
Californio,5 54
Calor de fusión, 394-396
Calord ev aporización,3 88-389,4 00
Calore específico,6 7,1 12,1 15,3 97-400
Calor molar de fusión, 394-396
Calorm olard ev aporización,3 89,3 94-395
Calorías (unidades), 66-67, 74, 325
Calorímetro (construcción), 112
Calvin,M elvin,2 7
Cambios físicos, 21, 23
  experiencia práctica de, 33
Cambios químicos, 22-23
  experiencia práctica de, 33
Cáncerp ulmonar,5 50
Cantidades. *Véaset ambién* Mediciones;E stequiometría
  cálculosd ec omposición,2 54-257
  cálculos de mol a mol, 314-316
  cálculosd er eactivol imitante,3 21-323
  composiciónp orcentual,2 55-257,2 68
  conversionese ntrem asay m oles,2 57-258
  fórmulase mpíricasy m oleculares,2 65-270
  LD50, 603
  masasd el asp artículasu nitarias,2 60
  masasm olares,1 05-107,2 50-254
  molaridad,2 62-265,3 19-321,4 19-421
  moles, 37, 102-105, 250-252
  númerod e Avogadro,1 02-104,2 52-253,2 58-262
  númerod ep artículas,2 61-262
  porcentajee nm asa,4 22-423
  porcentaje en volumen, 421-422
  químicas (experiencia práctica), 274
  rendimientop orcentual,3 23-325
Cañonesd er adar,1 24
Capacidada mortiguadora,4 97
Carbohidratos
  complejos,6 29
  disacáridos,6 25,6 28-629
  estructurasc íclicasd e,6 27
  monosacáridos,6 25-628
  polisacáridos,6 25,6 29-631
Carbonatación,4 17-418
Carbonatod ec alcio($CaCO_3$)
  cavernasd ep iedrac aliza,3 03
  comoa ntiácido,3 31,4 82
  estequiometríad el,3 20
  ingesta en la dieta, 274
  reacciones con ácido, 300, 478
  usos del, 176
Carbonatod el itio(Li_2CO_3), 274, 415
Carbonatod em agnesio($MgCO_3$), 482
Carbonatod ep otasio(K_2CO_3), 176
Carbonatod es odioN a_2CO_3, 176-178, 254
Carbonatos,r eaccionesd e,c oná cidos,4 78. *Véaset ambién* Carbonatod ec alcio
Carbonilo,gru pos,609
Carbono. *Véaset ambién* Químicao rgánica
  abundanciad el,8 2
  ácidosq uec ontienen,1 71
  electronegatividadd el,2 21
  enc ompuestosi norgánicos,5 78
  energíad ei onizacióndel,1 92
  formasc ristalinasd el,1 99-200,3 92-394
  isótopos del, 101, 554
  nomenclaturad el osc ompuestosi norgánicosd e,1 65
  punto de fusión del, 194
Carbono14,fe chadopor ,559-561
Carbonosq uirales,6 26-627
Carborundo,201,392
Carboxilo,gru pos,170,472-473,612
Carburo,l ámparasd e,3 11
Carburod es ilicio(carborundo),2 01,3 92
Carburod et ungsteno(WC),3 92
Carga eléctrica, 95, 116, 117-118, 380
Cargasp arciales,3 80
Carlisle, Anthony,9 0,9 4
Caroteno,5 99
Carothers, WallaceH .,6 17
Carver, George Washington, 7
Caseína, 654
Catalizadores
  definición,291,445
  enl ase cuacionesq uímicas,2 78
  enl osc onvertidoresc atalíticos,4 48
  energía de activación y, 442, 446, 448-449
  enzimasc omo,6 39-640
  equilibrioq uímicoy ,4 58-459
  velocidadesd er eacción y ,4 45-448
Cationes,155,190
Cátodos,526,529-530
Cavendish,H enry,90
Celdase lectrolíticas,5 25-528
Celdase lectroquímicas,5 28
Celdasg alvánicas,5 28
Celdasv oltaicas,5 28-533
Celsius, Anders,6 3
Celsius,e scala,6 3-66,3 48
Celulosa,6 29-630
Centímetros,3 9
Centralesn ucleoeléctricas,5 50,5 66-568,5 70
Cerillas,1 65
Ceroa bsoluto,65,352
Ceros,c ifrass ignificativasy ,5 3-54
Cesio,378
Cetonas,607,609-612
Cetosa,626
Cetosis,6 11
Chadwick, James, 120, 134, 552
Charles, Jacques A. C., 348-349
Charles, ley de, 348-351, 369
Chernobyl, accidente de la central nuclear de, 567-568
Chipsd ec omputadora,8 5
Cianurod eh idrógeno(HCN),2 40
Cifrass ignificativas
  aritméticay ,5 5,5 8-60

ceros,5 3-54
coeficientese ne cuaciones,3 13
fórmulase mpíricas,2 67
logaritmos,4 91
mediciones,5 1-52
notacióne ientífica,5 6-60
númerose xactos,5 3
redondeode ,54
Cinéticaq uímica,4 38-442
Cisteína,6 36
Cis-trans, isomería, 594-595, 632
Citosina,6 40-642
Clima, predicción del, 346, 362
Clonación,6 44
Cloratod ep otasio($KClO_3$), 447, 458
Cloratos,d escomposiciónd e,2 91-292
Cloro
cálculosm olares,2 52-253
comoa genteo xidante,5 18
configuracióne lectrónicad el,1 48
densidadd el,6 1
diatómico,2 18-219
ena lbercas,2 14
energíad ei onizaciónd el,1 92
enlacesc ovalentesp olaresd e,2 22
gaseoso,2 15
iones,1 57
oxiácidosq uec ontienen,1 71
producción anual y usos del, 177
propiedadesd el,2 03,3 79
reacción del, con sodio, 191, 214-216
tratamientod ea guas,5 20
Clorofluorocarbonos,1 23,2 32
Cloroformo($CHCl_3$), 61, 585
Clorurod ec alcio($CaCl_2$), 160
Clorurod ee tilo,5 87
Cloruro de hidrógeno (HCl), 222, 226, 229, 300. *Véase también* Ácidoc lorhídrico
Clorurod em agnesio($MgCl_2$), 159, 216-217
Clorurod em etileno(CH_2Cl_2), 61, 585
Clorurod em etilo(CH_3Cl), 414, 585
Clorurod ep olivinilo(PVC),2 74,5 98
Clorurod ep otasio(KCl),2 16
Clorurod es odio(NaCl)
calor molar de fusión del, 395
composiciónd el,1 7-18
electrólisisd e,5 25-526
enlacesd el,2 14-216
formac ristalinad el,1 4-15,2 16
importanciad el,1 97
ingesta en la dieta, 254
propiedadesc aracterísticasd el,2 2,5 78
solubilidadd el,4 11,4 15
tamañosi ónicoy a tómico,1 91
usos del, 176
Cobalto, 99, 546, 556, 557
Cobre
calore específicod el,6 7,3 97
calor molar de fusión del, 395
color a la flama del, 127
densidadd el,6 1
enc eldasv oltaicas,5 28-529
en el agua potable, 423
reacciones del, con agentes oxidantes, 293, 295, 513, 519
usos del, 205
Cobre(II),s ulfatod e,p entahidratado,1 74,3 34
Coeficientes de reacción, 280, 288, 313-314, 326
Colesterol,6 34,6 49,6 51
Colisiones
elásticas,3 41
energíad ea ctivación,4 39-442
frecuenciad e,4 38
orientacionese nl as,4 38-439
Coloides,4 26-428
Colores, 122, 127, 174
Combinacióno s íntesis,r eaccionesd e,2 86,2 89-290
Combustión. *Véaset ambién* Oxidación-reducción;r eaccionesd e
análisis de la, 266-268, 374
cambiose nergéticosd urantel a,3 25-326
dea lcanos,5 83
deglu cosa,326-327
dehi drógeno,326
definición,5 10
ecuaciones de la, 284-286
efectod ei nvernadero,2 88
Lavoisier y la, 88
reaccionesd e,2 87-289
velocidadesd e,4 44-445
Combustióne spontánea,5 10
Complementosd ietéticos,6 45
Composiciónp orcentual,2 55-257,2 68
Compuestos. *Véaset ambién* Sales
composiciónp orcentuald e,2 55-257,2 68
de gases nobles, 204
de no metales, 165-167
definiciones,1 7,7 7
elementosy ,1 7-18
hidratos,1 74-175
númerosd eo xidaciónd e,1 67-169
oxidaciónde ,512
Compuestosa lifáticos,6 01
Compuestosi nsaturados,5 96
Compuestos iónicos, 159-164, 215-217, 218, 225
conductividadd e,2 25
formaciónd e,2 15
fórmulasu nitariasd e,2 51
nomenclaturad e,1 59-164
propiedades de los, 217, 378, 391
redesc ristalinasd e,3 90,3 91
solubilidadde ,225,301,411-412
Compuestosm oleculares,2 18,2 25-226,3 78,3 91-392
Concentración
diluciones,264-265,424
molaridad,2 62-265,3 19-321,4 19-421
notacióne onc orchetes,4 89
porcentajee nm asa,4 22-423
porcentajee nv olumen,4 21-422
principiod eL eC hâtelier,4 55-456
velocidadd er eacción y ,4 44-445
Condensación,14,385-389
Conductividade léctrica
dec ompuestosi ónicos,2 17,2 25
dec ompuestosm oleculares,2 25-226
dee nlacesm etálicos,2 24
definición,8 6
ejemplos de sustancias, 22, 87
tendenciasp eriódicasd e,1 96-197
tipos de enlaces químicos y, 224-227, 391
Conductividadt érmica,1 96-197
Configuracionese lectrónicas,1 44-149
Confinamientom agnético,5 70
Congelación,14,394,398
Congelacióni nstantánea,3 98
Conservación de la masa, 24, 26, 91
Constante del producto iónico del agua, 487
Constante universal de los gases (R), 360
Convencionesd en omenclatura. *Véase* Nomenclatura
Convertidoresc atalíticos,4 48
Corey, R. B., 639
Corrosión,530
Cortisol,6 50

Coulomb(unidad),1 16
Cracking,p rocesod e,5 90
Crémort ártaro(hidrogenotartratod ep otasio),4 17,4 80
Crenación,4 30
Crewe, Albert,9 6,1 34
Crick, Francis, 642-643
Criogenia,6 6,3 98
Cristalización, 654
Cromo, 423, 517, 524-525, 557
Crookes, Sir William, 115, 134
Crookes, tubos de descarga en gas de, 115-117
Cuantos,127
Cuartos,3 6
Cuarzo,3 92
Cubos, fórmula del volumen de los, 43-44
Cuerpoh umano
  abundancia de elementos en el, 82
  ácidog ástrico,4 74
  antiácidos, 300, 320, 331-332, 469, 482
  cetosis,6 11
  daños por radiación, 543, 549-550
  dieta, 629, 632-633, 637
  equilibrio dee lectrólitos,2 17
  fiebree h ipotermia,4 43
  informacións obren utrición,2 50
  ingenieríag enética,6 44
  ingesta de sal, 254
  inhalaciónd em onóxidod ec arbono,2 29
  niveles de alcohol en la sangre, 606
  oxígeno en el, 511
  papeld eló xidon ítrico,1 66
Curie, Irène, 119, 552
Curie, Marie, 118-119, 134, 203, 546
Curie,P ierre,1 19
Curies(unidades),5 46
Curio, 554, 570
Curvasd ec alentamiento,6 6-68,3 95-397,3 99

D

D,d esignación,6 26
Dalton, John, 90-91, 115, 134, 362
Dalton, ley de las presiones parciales de, 362-364, 369
Daniell, celdas de, 528, 531
Darmstadtio, 112
Davisson,C linton,1 33
Davy, Sir Humphrey, 470
de Broglie, Louis, 133-134
Decano,5 81
Decímetros,3 9
Demócrito,8 8
Densidad
  cálculosd e,6 1-62
  dec ompuestoso rgánicos,5 78
  de gases, 358-360
  definición,6 0
  del agua, 61, 397-398
  ejemplos de, 61
  medicionesd e,6 2-63
  tendenciasp eriódicasd e,1 95-196
Densidadr elativa,6 2-63
Descomposición,r eaccionesd e,2 86,2 90-293
Desinfectantes,5 20
Desintegracióna lfa,5 40-541,5 49
Desintegraciónb eta,5 41-542,5 49
Desintegracióng amma,5 42
Desintegracionesp ors egundo(unidades),5 46-547
2-Desoxirribosa,6 40-641
Destilación, 387-388,6 03-604
Destiladiónd estructiva,6 04-605
Destilados,3 87-388
Deuterio, 98-99, 101, 564, 569
Dextrosa,6 27-628
D-Fructosa,6 28
D-Galactosa,6 28
D-Glucosa,6 27-628
di-,p refijo,1 59
Día del Mol, 251
Diálisis,4 28-431
Diamantes,3 92
Dicloroeteno,i sómerosd el,5 95
Diclorometano(CH_2Cl_2), 585
Dicromatod es odio($Na_2Cr_2O_7$), 517
Dieta, 629, 632-634, 637
Difusión, 340, 429, 564
Difusióng aseosa,5 64
Dilución,2 64-265,4 24
Dimetilmercurio,5 87
1,3-Dinitrobenceno,6 02
Dioles,6 05
Dióxidod ea zufre(SO_2), 511
Dióxidod ec arbono(CO_2)
  densidadd el,6 1
  efectod ei nvernadero,2 88
  en la elaboración de pan, 480
  hielos eco,3 92
  producción anual y usos del, 177
  sólido,1 76
  usos del, 229
Dióxidod ec loro(ClO_2), 520
Dióxidod es ilicio(SiO_2), 15, 86
Dipéptidos,6 38
Directamentep roporcional,3 49
Disacáridos,6 25,6 28-629
Disociaciónd ec ompuestosi ónicos,2 17,2 25
Disolución,d efiniciónd e,4 08. *Véaset ambién* Solubilidad
Disolventes, 262, 400-401, 408, 413
Dispersión,f uerzasd e,3 81-383
Dispersionesc oloidales,4 26-427
División,5 6-60
DNA. *Véase* Ácidod esoxirribonucleico
DNAr ecombinante,6 44
Dobereiner,J . W.,1 85
Dobles ustitución,r eaccionesd e,2 87,2 99-304
Doblese nlaces,2 19,5 96
Dolomita,3 11
Dorn, Friedrich, 204
Drake, Edwin L., 565-566
Dubnio,554
Ductilidad,2 1,8 7
Dulong, Pierre, 115, 134
Dureza,8 7

E

e/*m*,r azones,1 16
Ebriedad, pruebas de, 517
Ecuaciones. *Véase* Ecuacionesq uímicas
Ecuacionesi ónicas,3 02-303
Ecuacionesi ónicasn etas,3 02-303
Ecuacionesn ucleares,5 41
Ecuacionesq uímicas. *Véaset ambién* Estequiometría
  cálculos de mol a mol, 314-316
  escrituray b alanceod e,2 80-286
  información que se obtiene de las, 278-280
  iónicasy i ónicasn etas,3 02-303
  mediar eacción,5 23
  nucleares,5 41
  perspectivag enerald el as,2 77
  razones molares a partir de, 286, 313-314
Edad del universo, 559

Edulcorantesa rtificiales,6 0
Efecto invernadero,2 88
Einstein, Albert, 29, 127, 134, 561-562
Einstein, ecuación de, 29, 561
Einstenio,5 54,5 70
Elasticidadp erfecta,3 41
Electricidad,9 4-95,1 15-117,5 66-568
Electricidade stática,9 4-95
Electrólisis
  celdase lectrolíticas,5 25-528
  de agua, 90, 290, 326
  descubrimientod el a,1 98
  leyd el asp roporcionesd efinidas,9 4,2 34
Electrólitos,2 17,2 25
Electrón(es)
  cargae léctricad el,1 17-118
  de valencia, 130-132, 137-139
  descubrimientod el,1 16-117
  diagramasd eo rbitales,1 44-149
  ene nlacesc ovalentes,2 18
  en las celdas voltaicas, 529
  enr eaccionesd eo xidación-reducción,2 93-294
  espín del, 133, 139, 145-146
  masa del, 118
  niveles energéticos de los, 128-132, 136-137, 140, 142-144
  octetod e,1 39
  orbitales,1 33,1 39-144
  propiedadesd el,9 5-96
  razón *e/m*, 116
  subnivelesde ,133,139-144
Electronegatividad,2 20-222,2 42
Electroplatinado,5 26-527
Elementos
  abundancia de los, 81-82, 202, 511
  composiciónp orcentual,2 55-257,2 68
  det ransición,1 42-144
  definición,1 7
  densidadesd el os,1 95-196
  electronegatividad,2 20-221
  espectros de líneas de los, 126-128
  familias de, 83, 188
  grupos de, 83, 188
  isótopos,98-100
  masa atómica, 95, 100-102, 186, 250
  nombres y símbolos de los, 78-81
  númeroa tómico,9 6-98,1 86,5 40
  propiedadesf ísicasd el os,8 6-88
  sintéticos,7 8
  tablap eriódica,8 2-85,1 85-186
  tamañoa tómico,1 89-191
  tamañoi ónico,1 90-191
  teoríasa ntiguas,7 7-78
  transmutaciónd e,5 41,5 51-552
Elementosd iatómicos,8 4-85
Elementosr epresentativos,1 42,1 88
Elementost ransuránicos,1 87,2 07-208,5 54,5 56
Elion, Gertrude B., 641
Emulsiones,4 27
Energía
  a partir de grasas, 633
  conservaciónd el a,2 8-29
  dei onización,1 30,1 92-193
  definición,2 5
  durantel ac ombustión,3 25-326
  enl asr eaccionesq uímicas,3 25-326
  unidadesd e,6 6
Energíac alorífica,t emperaturay ,6 6-68
Energíac inética,d efiniciónd e,2 5,3 42
Energíad ea ctivación(E_a), 439-442, 446, 448-449
Energíad ea ctivación,d iagramasd e,4 41,4 46-447
Energíad ei onización,1 30,1 92-193
Energíad ep rimerai onización,1 92
Energíap otencial,d efiniciónd e,2 6,3 42
Enfermedadd elb uzo,8
Enfoquec ientíficop arar esolverp roblemas,4 -6
Enlaces,2 13-248
  ángulosd ee nlace,2 34-236
  conductividade léctricay ,2 21-223
  definición,2 13
  dobles y triples, 219, 596
  electronegatividady ,2 21-223
  enlacesp olaresy m oléculasp olares,2 28-231
  estructurasd er esonancia,2 31
  iónicos, 214-217, 221, 223, 227
  no polares, 219, 223
  paresd ee lectronese nlazantesy n oe nlazantes,2 31-234
  polares,2 21-223,2 28-231
  puentes de hidrógeno, 242-243, 380-382, 400, 413-414
  reglad elo cteto,2 15
  tablap eriódicay ,2 39-242
Enlacesc ovalentes,2 18-223,2 27,2 37-243,4 13-414
  coordinados,2 37-238
  perspectivag eneral,2 18-220,2 27
  puentesd eh idrógeno,2 42-243
  solubilidadd e,4 13-414
  tablap eriódica,2 39-242
Enlacesc ovalentesn op olares,2 19,2 23,3 78
Enlacesc ovalentesp olares,2 21-223,2 28-231,3 78
Enlaces iónicos, 214-217, 221, 223, 227
Enlacesm etálicos,2 23-224,2 27
Enlacesp eptídicos,6 38-639
Enlacesq uímicos. *Véase* Enlaces
Entalpía,3 26-327
Entropía,3 25,3 28
Enzimas, 278, 448, 639-640
Epinefrina,6 50
Epsom, sal de, 175
Equilibrio,c onstantesd e,4 59-462
Equilibrio. *Véase* Equilibrioq uímico
Equilibriod inámico,3 85,3 94,4 15,4 37
Equilibrioq uímico,4 37-468
  cambiosd ec oncentración,4 55-456
  cambiosd et emperaturay ,4 51,4 56
  cambios de volumen y de presión, 457-458
  constantesd ee quilibrio,4 59-462
  dinámico, 385, 394, 415, 437
  efectosd elc atalizador,4 58-459
  principio de Le Châtelier, 453, 458
  reaccionesr eversibles,4 49-453
  representaciónd el,4 51-452
  velocidadesd er eacciónr eversiblee i rreversible,4 52
Ergios(unidades),5 46
Escalac entígrada,6 3
Escala Kelvin, 64-66, 349-350, 352
Escandio,149,206
Escorbuto,6 45,6 49
Espectroc ontinuo,1 21
Espectroe lectromagnético,1 21-125
Espectrov isible,1 22,1 28
Espectrómetrosd em asa,2 69
Espectroscopios,1 26
Espín, 133, 139, 145-146
Espumas,4 27
Estadob asal,1 29
Estados de la materia, 14, 406
Estadose xcitados,1 28
Estadosf ísicos,1 4
Estalactitasy e stalagmitas,3 03
Estaño,2 01,3 94
Estequiometría,3 12-329. *Véaset ambién* Ecuacionesq uímicas

cálculos de mol a mol, 314-316
cálculos de moles y masas, 316-319
cálculosd er eactivol imitante,3 21-323
de gases, 365-368
definición,3 12
razonesm olares,3 13-314
rendimientop orcentual,3 23-325
solucionesm olares,3 19-321
Estereoisómeros,6 27
Ésteres,6 07,6 13-615
Esteroides,6 49-651
Estireno,6 00
Estradiol,6 50
Estrona,6 51
Estroncio,1 01,1 26-127
Estructurasp rimarias,6 39
Estructurass ecundarias,6 39
Estructurast erciarias,6 39
Etano,5 79-581
Etanol(alcohole tílico,C_2H_5OH)
calore específicod el,6 7,3 97
calor molar de fusión del, 395
calorm olard ev aporizaciónd el,3 89
combustiónd e,2 89
densidadd el,6 1
en bebidas, 604, 606
propiedadesc aracterísticasd el,1 8,2 2
punto de ebullición del, 388, 604
reacción de producción de, 332, 596
sintético,6 05
toxicidad del,6 04,6 06
usos del, 176, 604, 606
Eteno(etileno,C_2H_4), 177, 182, 592, 598-599
Éterd ietílico,3 88-389,6 09
Éterm etilt er-butílico(MTBE),6 09
Éteres,6 07-609
Etilbenceno,6 00
Etilbutirato, 614
Etilenglicol,6 04-605
Etileno(etenoC $_2H_2$), 177, 182, 592, 598-599
Etilmetilcetona(MEK),6 12
Etilo,g rupos,5 87-588
Evaporación,3 85,3 88-389
Exactitud,5 0-51
Experimentod el al aminillad eo ro,1 20-121
Experimentos,d efiniciónd e,6
Extrapolación,3 49

F

Factor de protección solar (FPS), 124
Factoresd ec onversión
cálculos con moles, 254-258, 319-321
conversionese ntreu nidadesi nglesasy m étricas, 49-50
escalasd et emperatura,6 4-66
métodod e,4 0-43
paral ongitudese ne ls istemam étrico,4 3,4 9
parav olúmenese ne ls istemam étrico,4 5-46,4 9
uso de, 40-43
Fahrenheit,e scala,6 3-65
Familiasd ee lementos,8 3,1 88
Faraday,M ichael,5 25,5 99
Fase, cambios de, 22, 386
Fenilalanina,6 36,6 39
Fenilo,g rupos,6 02
2-Feniloctano,6 02
Fenoles,6 08
Fenolftaleína,4 95
Fermi,E nrico,5 61-562,5 64
Fermio,5 54
Fertilizantes
ácido sulfúrico en la producción de, 176-177, 475
amoniaco en los, 182, 236-237, 289, 335
orgánicos,578
procesoH aber,4 55-458
Fibrosisq uística,6 44
Filtros olar,1 24
Fisión. *Véase* Fisiónn uclear
Fisiónn uclear
bombas de, 564-565
centralese léctricasd e,5 66-568
descubrimientod el a,5 61-564
Flama, colores a la, 127,152
Flúor
diagrama de Bohr del, 131-132
energíad ei onizaciónd el,1 92
propiedades del, 83, 203, 379
punto de fusión del, 194
Fluorescencia,1 18,1 22
Fluorocarbonos,203,232,335
Fluoruro de hidrógeno (HF), 242, 381
Fluoruros y caries dental, 478
Formaldehído,6 10
Formasm oleculares
angulares,234-235,241
lineales,2 33,2 41
piramidalest rigonales,2 35-236,2 41
planast rigonales,2 33,2 41
polaridady ,2 41-242
predicciónd e,2 37-238
tablap eriódicay ,2 39-242
teoría RPECV y, 231-234
tetraédricas,2 33-234
Formiatod ee tilo,6 14
Formol,6 10
Fórmulas
dec ompuestosi ónicos,1 59-164
determinaciónd e,2 66-270
masasm olaresy ,1 05-107
paréntesise nl as,1 62-163
razonesa tómicase n,9 1
Fórmulase mpíricas,2 65-268
Fórmulase structurales,5 85-586
Fórmulase structuralesc ondensadas,5 85-586
Fórmulasm oleculares,2 65-266,2 69-270
Fórmulasq uímicas. *Véase* Fórmulas
Fórmulasu nitarias,1 05,4 25
Fosfato(PO_4^{3-}), iones, 229-230
Fosfatod ea monio[$(NH_4)_3PO_4$], 106, 256-257
Fosfatod ec alcio[$Ca_3(PO_4)_2$], 106
Fósforo
ácidos de, 171, 173
emisiónd ep ositrones,5 53
energíad ei onizaciónd el,1 92
nomenclaturad ec ompuestosd e,1 65
propiedadesd el,2 02
radioisótoposd e,u soe nm edicina,5 57
usos del, 202
Fotoexploraciones,5 58
Fotografía,r eaccionesd er educcióne n,5 22
Fotones,1 27-128
Fotosíntesis,2 7,2 88,5 08
Franklin,R osalind,6 42
Frecuencia, 121, 123, 127
Freones, 203, 232, 335
Frisch, Otto, 562
Fructosa,6 26,6 28
Fuerzas
ded ispersión,3 81-383
Fuerzasd ipolares,3 80
Fuerzasi nteriónicas,3 79-380
Fuerzasi ntermoleculares,3 80-385,3 91,3 94-395,4 11-412

calor de fusión y, 394-395
definición,378,380
dipolares,3 80
ens ólidosc ristalinos,3 91
fuerzas de dispersión (de London), 381-383
puentesde hi drógeno,242-243,380-382
tensións uperficial,3 83-385
viscosidady ,3 83
yd isolución,4 11-412
Fuerzasi ntramoleculares,3 78,3 80
Fuller,R .B uckminster,2 00
Fusión, calor de, 394-396
Fusión con láser, 570
Fusión fría, 570
Fusiónn uclear,5 69-571

G

Gadolinio,5 57-558
Galactosa,6 26
Galena,3 18
Galio, 199, 378
Galvani,L uigi,5 28
Galvanización,2 06,5 27
Gas(es),3 38-375
ap artird er eaccionesd ed obles ustitución,2 99-300
constanteu niversald el os,3 60
densidad de los, 61
en la sangre, 362
energíac inética,3 42
estequiometríad e,3 65-368
ley(es) combinada de los, 356-357, 369
de Avogadro,3 57-358,3 69
de Boyle, 344-348, 369
de Charles, 348-351, 369
de Gay-Lussac, 351-355, 369
de invernadero, 288
de las presiones parciales de Dalton, 362-364, 369
del osv olúmenesd ec ombinación,3 66-367
del gas ideal, 360-362, 369, 377
delg asi dealm odificada,3 62
presióna tmosférica,3 43-344
propiedades de los, 15-16, 340, 378
radón, 100, 204, 550-551, 557
solubilidadd e,e nl íquidos,8 ,4 17-419
temperaturay p resiónn ormales,3 55
teoríac inéticam olecular,3 39-342
unidadesd ep resión,3 42
volumenm olar,3 58-360
Gash ilarante,1 76
Gas ideal, 361
Gas ideal, ley del, 360-362, 369, 377
Gas licuado de petróleo (GLP), 582
Gas natural, 20, 238. *Véaset ambién* Metano
Gases nobles, 86, 204, 354. *Véaset ambién bajo losn ombres deg asesi ndividuales*
Gasesn obles,c ompuestosd e,2 04
Gasesr eales,3 61
Gasolina
azufre en la, 298
densidad de la, 61
hidrocarburosq uec omponenl a,5 82
metil ter-butil éter, 609
reacciones de combustión de, 277, 331
Gay-Lussac, Joseph, 351, 365
Gay-Lussac, ley de, 351-355, 369
Geiger,c ontadores,5 47-548
Geiger, Hans, 119-120
Germanio,2 01
Germer,L ester,1 33
Glicerol(glicerina),6 04-605
Glicina,6 36
Globos de aire caliente, 348, 351
Glucagon,650
Glucógeno,629
Glucosa
combustión de, 277, 326-327, 441
ens olución,4 25
estructuras de la, 414, 625-628
forma de aldehído libre de la, 627
polímerosd e,6 29-630
propiedadesd el a,2 26
reaccionesd ed egradaciónd el a,6 30
Glutamina,6 36
Goldstein, Eugen, 117, 134, 552
Gotad ea ceite,e xperimentod el a,1 17-118
Graduacióna lcohólica,6 06
Grafeno,2 00
Gramos,4 6
Grano,a lcohold e. *Véase* Etanol
Grasas,6 32-633. *Véaset ambién* Lípidos
Grasasp oliinsaturadas,6 32-634
Grasass aturadas,6 32-634
Gray, Harold, 546
Grays(unidades),5 46
Groves, Leslie R., 564
Grupos de elementos, 83, 188, 192
Gruposf uncionales,6 02,6 07
Guanina,640-642

H

Haber, Fritz, 454
Haber,p roceso,4 54-458
Hahn, Otto, 562, 565
Halógenos
ácidos de, 171-173
comoa genteso xidantes,5 18
compuestosi ónicosd e,2 14-217
enl at ablap eriódica,8 4
fuerzas de dispersión en, 382
fuerzasi ntermolecularese n,3 79
propiedadesd el os,2 03
reacciones de los alquenos con, 596
reaccionesd es ustitucións impled e,2 98-299
serie de actividad de los, 299
tamañosi ónicosd e,1 90-191
tendencias de sus puntos de fusión y ebullición, 194
Halogenurosde a lquilo,583,585,607
Hall, Charles M., 198
Hasio,5 54
HDL(colesterole nl ipoproteínasd ea ltad ensidad),6 34
Heisenberg, Werner,1 33-135
Helio
abundanciad e,8 1
densidadd el,6 1
descubrimientod el,2 04
energíad ei onizaciónd el,1 92
partículasa lfa,1 20
propiedadesc aracterísticasd el,2 2
solubilidadd el,8
Hemiacetales,6 27
Hemólisis,4 30
Heptano, 581, 585, 590
1-Hepteno,5 92
Héroult, Paul, 198
Herrumbre, reacción de la, 24, 283-284, 510, 530
Hexano, 414, 578, 581
1-Hexanol,6 04
1-Hexeno,592
Hibernación,4 43
Híbridosd er esonancia,6 00

Hidracina,2 74
Hidratación, 174-175, 254-255, 411, 596
Hidratacióne atalizadap orá cidos,5 96
Hidratos, 174-175, 254-255, 625
Hidrocarburos,5 79-585,5 90. *Véaset ambién* Químicao rgánica
Hidrocarburosa romáticos,5 99-602
Hidrocarbuross aturados. *Véase* Alcanos
Hidrogenación,5 96
Hidrógeno
  a partir de reacciones de metales con ácidos, 478
  abundancia de, 81, 101, 514
  combustióne xotérmicad el,3 26
  comoa genter eductor,5 20
  como combustible, 197, 281, 289, 519
  densidadd el,6 1
  descubrimientod el,9 0
  deuterio, 98-99, 101, 564, 569
  electronegatividadd el,2 21
  energíad ei onizaciónd el,1 92
  enlacesc ovalentesp olaresd e,2 22
  escala de pH (*Véase* pH,e scalad e)
  espectro de líneas del, 126
  formas de la nube de electrones del, 382
  fusión de, 569-571
  ioneshi dronio,169,472
  moléculasd iatómicasd e,2 18-219
  númerod eo xidaciónd el,1 68
  orbitalesd el,1 44
  producciónde ,514
  protio,9 9
  reducción yp ropiedadesq uímicasd el,5 13-516
  singularidadd el,1 97
  tritio, 98, 541, 544-545, 557, 560, 569
Hidrogenocarbonatod es odio($NaHCO_3$), 173, 176, 480, 482
Hidrogenosulfitod es odio($NaHSO_3$), 173
Hidrogenotartratod ep otasio,4 17,4 80
Hidrólisis,4 96
Hidrómetro,6 2-63
Hidronio(H_3O^+), iones, 169, 472, 487
Hidróxidod ea luminio[$Al(OH)_3$], 482
Hidróxidod ea monio(NH_4OH), 476
Hidróxidod ec alcio[$Ca(OH)_2$], 175-176, 415, 476
Hidróxidod el itio(LiOH),3 31
Hidróxidod em agnesio[$Mg(OH)_2$], 176, 476, 482
Hidróxidod ep otasio(KOH),4 76
Hidróxido de sodio (NaOH), 176-177, 476, 481
Hidróxidosa nfóteros,4 81
Hidroxilo(OH—),g rupos,6 02-607. *Véaset ambién* Alcohol(es)
Hidruros,2 18
Hielo
  calore específicod el,3 97
  densidad del, 61, 397-398
  estructurac ristalinad el,4 00
  puentes de hidrógeno en el, 243, 382
Hierro
  acero, 20, 206
  calore específicod el,6 7,3 97
  calor molar de fusión del, 395
  corrosión de,5 30
  densidadd el,6 1
  galvanizado,2 06,5 27
  iones,1 58
  númerosd eo xidaciónd el,2 05
  punto de fusión del, 378
  radioisótoposu tilizadose nm edicina,5 57
  reacción de la herrumbre, 24, 283-384, 510, 530
Hielos eco,3 29. *Véaset ambién* Dióxidod ec arbono (CO_2)
Hildebrand, Joel,8
Hindenburg,i ncendiod el,5 14
Hiperacidez,4 82
hipo-,p refijo,1 59
Hipoclorito (ClO—), ion, 173, 335, 520-521
Hipocloritod ec alcio[$Ca(ClO)_2$], 173, 520-521
Hipocloritod es odio(NaClO),3 35,5 20-521
Hiposulfito(tiosulfatod es odio),s oluciónd e,1 76,5 22
Hipotermia,4 43
Hipótesis,d efiniciónd e,6
Histidina,6 37
Hitchings, G., 641
Hoffmann, Roald, 7
Homólogos,582
Hormona delc recimientoh umana(HGH),6 44,6 50
Hormona estimulanted el ac ortezas uprarrenal(ACTH),6 50
Hormona estimulanted el at iroides(TSH),6 50
Hormona estimulanted elf olículo(FSH),6 50
Hormona luteinizante(LH),6 50
Hormona paratiroidea,6 50
Hormonas,6 44,6 49-651
Humo,427
Humo,d etectoresd e,2 07,5 56
Hund,F rederick,1 34
Hund, regla de, 146-147
Hurst, Samuel, 134

I

Ignición,t emperaturad e,5 10
Incertidumbre,p rincipiod e,1 33-135
Incertidumbree nl asm ediciones,5 0-51
Indicadoresá cido-base,4 70-472,4 94-495
Índicesde yo do,633
Indio,199
Industriaq uímica,3 -4
Inflamabilidad,5 78
Infrarrojo,e spectrofotómetrosd e,1 25
Ingenieríag enética,6 44
Insoluble,d efiniciónd e,4 10
Insulina,6 44,6 49-650
Inversamentep roporcional,3 44
Invertasa,4 45
Investigacióna plicada,7
Investigacióna plicaday b ásica,7
Investigaciónb ásica,7
Ion amonio (NH_4^+), 236-238, 412
Iones
  definición,130,190,215
  electrólitos,2 17,2 25
  formaciónd e,2 15-217
  fuerzase ntre,3 79-380
  hidronio, 169, 472, 487
  hidruro,218
  oxidaciónd e,5 12
  relacionesp eriódicasd e,1 57-158
  solubilidadd e,4 12
  tendencias de tamaño de los, 190-191
Ionesd ipolo(zwitteriones),6 37
Ionese spectadores,3 02
Ionesi soelectrónicos,1 91
Ionesm onoatómicos,1 55-158
Ionesp oliatómicos,1 58-159,1 62-163,5 09
Ionización
  autoionizaciónd ela gua,4 87-488
  de ácidos y bases, 474, 476
  de átomos, 130, 192-193
  energía de, 130, 192-193
Isobutano,580-582
isobutilmetilcetona(MIBK),6 12
Isobutilo,g rupos,5 88
Isoleucina,6 36
Isómeros, 580, 582, 594-595, 602-603
Isopropilamina,6 15
Isopropilo,gru pos,587-588
Isótopos

definición,5 40
enriquecimientod e,5 64
masa atómica media a partir de los, 100-101
perspectivag enerald el os,9 8-100
radioisótopos,544-546,556-561
tabla de, 101
-*ito*,s ufijo,15 8
Itrio, 206

J

Janssen, Pierre, 126, 134, 204
Joliot, Irène y Frédéric, 119, 552-553
Joules (unidades),6 6,3 25
Jugo de limón, 493

K

Kekulé,F riedrich August,6 00
Kelvin(unidades),3 7,6 5
Kilogramos,3 6-37,4 6
Kilómetros,3 9
Kioto, protocolo de, 28

L

L,d esignación,6 26
Lactosa,6 29,6 59
Lantánidos,2 07
Latasd ea erosol,3 52-353
Latón, 20, 67
Laurencio,5 54
Lavoisier, Antoine, 24, 77-78, 88-89, 291, 470
LD50, 603-604
LDL (colesterole nl ipoproteínasd eb ajad ensidad),6 34
Le Châtelier, Henri Louis, 454
Le Châtelier, principio de, 453-458, 487
Leclanché,p ilasd e,p aral internasd em ano,5 37
Leched em agnesia,4 82
Leucina,6 36
Leucipo,8 8
Lewis, ácidos y bases de, 485-486
Lewis, Gilbert N., 137-138, 215, 485
Lewis,s ímbolose lectrónp untod e
enlacesc ovalentes,2 19,2 22
enlacesi ónicos,2 15-217
enlacesp olaresy m oléculasp olares,2 28-231
estructurasd er esonancia,2 31
formasd el asm oléculas,2 31-234
pasosp arae scribir,2 27-228
perspectivag eneral,1 37-139
Ley(es) combinada de los gases, 356-357, 369
Ley de conservación de la energía, 28-29
Ley de conservación de la masa, 24, 26, 91
Ley de conservación de la materia y la energía, 29
Leyd el ac omposiciónd efinida,1 7
Ley de las octavas, 185
Ley de las presiones parciales, 362-364
Leyd el asp roporcionesd efinidas,1 7,8 8-94
Leyd el asp roporcionesm últiples,9 0-94
Leyd el osv olúmenesd ec ombinación,3 66-367
Leyn atural,6
Leyp eriódica,1 85
Leyesc ientíficas,2 4
Lind, James, 645
Líneas, espectro de, 126, 129
Lípidos,6 31-634
Líquidos. *Véaset ambién* Soluciones
aerosoles,4 27
calord ev aporizaciónd e,3 88-389
comparadosc onl osg ases,3 77-379
densidady d ensidadr elativad e,6 2-63,3 77
emulsiones,4 27
fuerzasi ntermolecularese n,3 80-382
polaresy n op olares,2 26-227
propiedades de los, 14-16, 378
puntos de ebullición de, 193-195, 381, 386-387, 425
suspensiones,426-427
tensións uperficial,3 83-385
vaporizacióny c ondensación,3 85-389
viscosidad,3 83
Líquidosi nmiscibles,1 5-16,6 2,4 10,4 13
Líquidosm iscibles,1 5,4 10
Líquidosv olátiles,3 85
Lisina,6 37
Lister,J oseph,6 08
Litio
baterías de ion de, 216
color a la flama del, 127
electronesd ev alenciad el,1 31
energíad ei onizaciónd el,1 92
orbitalesd el,1 45
punto de fusión del, 216
Litros,4 3
Logaritmos,4 88-489
London, Fritz, 382
London, fuerzas de, 381-383
Longitud, medición de la, 38-40, 43, 49
Lowry, T. M., 483
Lucesd eB engalad es eguridad,2 91
Lustre,8 6-87
Luz
efecto Tyndall,4 26-427
fotones,1 27
infrarroja,1 23,1 25,1 28
microondas,1 23-125
ultravioleta,1 22-124,1 28
velocidadd el a,1 21-122
visible,1 22
Luzn egra(radiaciónu ltravioleta),1 22-124,1 28
Llavey c erradura,m odelosd e,6 39
Lluvia ácida, 334, 478-479

M

Madera,c alore específicod el a,3 97
Magnesio
calore específicod el,6 7
comoá nodod es acrificio,5 30
densidadd el,6 1
en ácido, 297
energíad ei onizaciónd el,1 92
ingesta de, en la dieta, 198
isótoposd el,1 01
metálico,2 78-279
usos del, 198
Maleabilidad,2 1,8 6-87
Maltosa,6 28-629
Manganeso,1 67,4 23,5 17
Manganeso(IV)(MnO_2), óxido de, 445-446
Mantequilla,s ustitutosd el a,5 95
Mantod e Turín,f echadod el,5 61
Marcadores,5 56
Marsden,E arnest,1 19
Masa(s)
conservación de la, 24, 26, 91
conversionesd em oles,2 57-258,3 16-319
del asp artículass ubatómicas,9 5
dep artículasu nitarias,2 60-262
definición,1 3-14
del electrón, 118
densidad,60-63
mediciónd e,4 6-49
por ciento en, 422-423

Masaa tómicam edia,1 00
Masac rítica,5 46
Masas atómicas, 92, 100-102, 186, 250
Masasa tómicasr elativas,1 02-105
Masas molares, 105-107, 250-254, 256, 269
Materia
  caracterísicaso ndulatoriasd el a,1 33
  clasificación de la, 19
  conservación de la, 25
  definición,1 3-14
  estados de la, 14-17
Materialesi mpermeables,4 28
Mecánicac uántica,1 35-136
Mediasc eldas,5 38-529
Mediasr eacciones,d eo xidación-reducción,5 23-525
Medicina nuclear, 539, 546, 555, 556-559
Medicinas,1 66,2 74
Mediciones,3 5-75. *Véaset ambién* Cantidades;U nidad(es)
  cifrass ignificativas,5 1-56
  componentesd el as,3 5
  ded ensidady d ensidadr elativa,6 0-63
  de longitud, 38-40, 43, 49
  de masa, 46-49
  der adiación,5 46-547
  det emperatura,6 3-66
  de volumen, 43-46, 49
  factoresd ec onversióny a nálisisd imensional,4 0-43,4 9-50
  incertidumbree nl a,5 0-51
  notaciónc ientífica,5 6-59
  unidades métricas y del SI, 36-40. *Véaset ambién* Sistemam étrico
Meitner,L ise,5 62
Meitnerio,5 54
Membranas,4 28-431
Membranass emipermeables,4 28-429
Mendeleev,D mitriI vanovich,1 15,1 34,1 85-186
Mendelevio,5 54
Menisco,d efiniciónd e,5 1-52
Mercurio
  calore específicod el,6 7
  calorm olard ev aporizaciónd el,3 89
  densidadd el,6 1
  dimetilmercurio,5 87
  en el agua potable, 423
  iones,1 58
  milímetrosd e,3 43
  propiedadesd el,8 6-87
  punto de ebullición del, 388
Mercurio(II) (HgO), óxido de, 453
meta-,p refijo,6 02
Metabolismo,2 6-27
Metacrilatod em etilo,5 98
Metales
  anfóteros,4 81
  basesd erivadasd e,4 76
  calorese específicos,6 7,1 15
  característicasd elg rupo,1 97-198
  cationes de, 155-157, 215
  corrosión de,5 30
  densidad de los, 60-61
  electronesd ev alenciad e,1 38
  en el agua potable, 423, 424
  en la tabla periódica, 82, 83, 84, 188-189
  energíasd ei onizaciónd e,1 92
  enlacesq uímicosd e,2 23-224,2 27
  hidrurosd e,2 18
  líquidos,8 6
  masasa tómicasd e,1 15
  propiedades características de los, 20-21, 86-87, 378, 391, 393
  reacciones de, con ácidos, 297, 477
  reaccionesd e,c ona genteso xidantes,2 93-295
  reacciones de, con agua, 295-296
  reaccionesd el osó xidosm etálicos,2 93
  reaccionesd es ustitucións imple,2 95-297
  solubilidadd e,4 11
  tendencias de los puntos de ebullición y fusión de, 193-194
Metalesa lcalinotérreos,1 38-139,1 98
Metalesd ea cuñación,2 05
Metalesd et ransicióni nterna,2 07-208
Metaloides,8 3,8 5
Metano(CH_4)
  combustión de, 325, 511, 517, 583
  de la agricultura, 238, 590
  formam oleculard el,2 38-239,5 79-581
  gas invernadero, 590
  usos del, 16, 590
Metanol(alcoholm etílico,C H_3OH)
  calorm olard ev aporizaciónd el,3 89
  comoc ombustible,6 04
  producción de, 332, 603-605
  punto de ebullición del, 388, 603
  reacción de combustión del, 331
  solubilidadd el,4 14
  toxicidadd el,6 03-604
  usos del, 176
Metátesis,r eaccionesd e,2 87,2 99-304
4-Metil-2-pentanona,6 12
Metilamina(CH_3NH_2), 414, 615
2-Metilhexano,5 89
Metilo,g rupos,5 87-588,6 02
Metilpropilcetona,6 12
Metionina,6 36
Métodoc ientífico,6 -7
Metros,3 6-38
Meyer,L othar,1 86
Mezclash eterogéneas,1 9
Mezclash eterogéneasy h omogéneas,1 9
Mezclash omogéneas,1 9,2 0,4 08. *Véaset ambién* Soluciones
Microagitador (construcción), 112
Microgramos,4 6
Microlitros,4 4
Micrómetros,3 9
Microondas,1 23-125
Microscopioe xploradord ee fectot únel(STM),9 6-97
Microscopiosd ef uerzaa tómica(AFM),9 6
Microscopiose lectrónicos,1 33
Miel, 417, 445
Miligramos,4 6
Mililitros,4 4
Milímetros,3 9
Milímetrosd em ercurio,3 43,3 46
Millikan,R obert A.,1 17-118,1 34
Mínimoc omúnm últiplo(MCM),1 61-162
Modelom ecánicoc uántico,1 32-135
Modelos de esferas y palos, 216, 580, 594
Modelosde glo bos,231-234
Moderadores,563,566-567
Mofeta, aroma de la, 595
Molaridad,2 62-265,3 19-321,4 19-421. *Véaset ambién* Moles
Moléculas,d efiniciónd e,2 18
Moléculasa ngulares,2 34,2 41
Moléculasl ineales,2 33
Moléculasp iramidalest rigonales,2 35-236,2 41
Moléculasp lanast rigonales,2 33,2 41
Moléculast etraédricas,2 33-234,2 38-239,2 41
Moles. *Véaset ambién* Molaridad
  cálculosd ec omposición,2 54-257
  conversionesd em asa,2 57-258,3 16-319

definición,2 50
ecuacionesq uímicas,2 86
fórmulasq uímicas,2 51-253
númerod e Avogadro,1 02-105,2 52-253,2 58-262
volumen molar de los gases, 358-360
Monofosfatod ea denosina(AMP),6 40-641
Monosacáridos,6 25-628
Monóxidode c arbono(C O),229,521-523
Monóxidod ed initrógeno,1 76
Moseley, Henry, 134, 186
Multiplicación,5 5-60
Mutarrotación,6 27

N

Naftaleno,6 01
Nanómetros,3 9
Nanotubos,200-201,393
Naranjad em etilo,4 95
Neodimio,2 06
Neón, 61, 129, 192, 194, 204
Neptunio, 207, 553-554, 564, 570
Neumáticos,p resionesm anométricasd e,3 54-355,3 71
Neutralización,r eaccionesd e,3 03-304,4 71,4 77
Neutrones,9 5-96,1 20
Newlands, John A. R., 185
Newtons(unidades),3 42
Niacina,d eficienciad e,6 49
Niágara,c ataratasd el,1 2
Nicholson, William,9 0,9 4
Nitratod ea monio(NH_4NO^-), 177, 311, 327-328
Nitratos,2 30-231,2 91-292
Nitritod es odio($NaNO_2$), 172
Nitro,g rupos,6 02
Nitrocelulosa, 25
Nitrógeno
ácidos que contienen, 171, 177, 519
configuracióne lectrónicad el,1 47-148
constantesd ee quilibrio,4 61
energíad ei onizaciónd el,1 92
importanciad el,2 02
líquido, 486
moléculasd iatómicasd e,8 5
nomenclaturad ec ompuestosd e,1 65
producción anual de, 177
punto de fusión del, 194
2-Nitrotolueno,6 01
Nitruro(N^{3-}), ion, 160
Nitrurod em agnesio(Mg_3N_2), 162
Nivel atómico, estados de la materia en el, 14-16
Nivele nergéticop rincipal,1 36,1 40
Nivelese nergéticos del ose lectrones
diagramasd eo rbitales,1 44-147
perspectivag enerald el os,1 28-132
principales,1 36-137
subnivelesy o rbitales,1 40,1 42-144
Nom etales
ácidos de, 172-173
aniones de, 156-157, 215
compuestosb inariosd e,1 65-167
enl at ablap eriódica,8 2-84
ordenp referentep aral an omenclatura,1 65
óxidos de no metales en agua, 298
propiedadesf ísicasd e,8 6-87
reaccionesd eo xidación-reducciónd el os,2 94
reaccionesd es ustitucións impled e,2 98-299
Nobelio,5 54
Nomenclatura
deá cidosp olipróticos,1 73-174
de ácidos y sus sales, 169-174, 473
de alcanos, 580-582, 586-592
dea lcoholes,6 02-603
dea ldehídosy c etonas,6 10-612
dea lquenosya lquinos,593-594
de aniones, 156
dec ationes,1 55
dec ompuestosb inariosd en om etales,1 65-167
dec ompuestosd ec adenar amificada,5 91-592
dec ompuestosi ónicos,1 59-164
de dobles y triples enlaces, 219, 596
degru posa lquilo,587
deh idratos,1 74-175
dei onesp oliatómicos,1 58-159,1 62-163
deo xiácidos,1 70-171
deq uímicao rgánica,5 86-592
des ustituyentesd ea nillosb encénicos,6 02
ionesm onatómicos,1 55-158
localizaciónd eg ruposs ustituyentes,5 87-589
monosacáridos,6 26
númerod es ustituyentesi dénticos,5 89
númerosd eo xidación,1 67-169
paréntesis,1 62-163
Nomenclaturaq uímica. *Véase* Nomenclatura
Nonano,581
Norepinefrina,6 50
Notaciónc ientífica,5 6-60
Nubes de electrones, 133, 141, 382. *Véaset ambién* Orbitalese lectrónicos
Nucleidos,d efinición,5 40
Núcleoa tómico,9 6-97,1 20-121
Nucleótidos,6 40-641
Númeroa tómico,9 6-98,1 86,5 40
Númerod em asa,9 6
Númerose xactos,5 3
Númerose xponenciales,5 6-60
NutraSweet,6 38
Nutrición, 629, 632-634, 637
Nutrición,r ótuloss obre,2 50
Nylon 6-6, 616-617

O

Octadecano,3 83
Octano(C_8H_{18}), 581
1-Octeno,5 92
Octetod ee lectrones,1 39
Octeto,r eglad el,2 15
Ollas de presión, 386
Omega-3/omega-6,á cidosg rasos,6 33-634
Ondas
característicaso ndulatoriasd el am ateria,1 33
frecuencia,1 21
longitudde on da,121-123
microondas,1 23-125
Ondasg amma,1 23
Oppenheimer,J .R obert,5 65
Orbitalese lectrónicos
diagramasd e,1 44-149
ecuaciónd eo ndad eS chrödinger,1 33
nubes de electrones, 133, 141, 382
subnivelese nergéticosy ,1 39-142
tablap eriódicay ,1 42-144
Orgánico,d efiniciónd e,5 78
Oro
alquimistas y, 77
calor específico del, 67, 397
composición de aleaciones de, 20%
densidad del, 61
usos del, 206
orto-,p refijo,6 02
Ósmosis,4 28-431
-oso,s ufijo,173

Osteoporosis,5 58
Oxiácidos,1 70-173
Oxidación,d efiniciónd e,5 09,5 12
Oxidación,e stadosd e,1 67-169,5 09. *Véaset ambién* Oxidación,n úmerosd e
Oxidación,n úmerosd e
  cómoe stablecer,5 18
  de ácidos y sus sales, 170-171
  de átomos en compuestos, 167-169
  dei onesp oliatómicos,5 09
  dem etalesd et ransición,2 05
  definiciónd eo xidaciónm ediante,5 12
  definiciónd er educciónm ediante,5 15-516
  perspectivag eneral,5 09
Oxidación-reducción,r eaccionesd e,5 07-538
  agenteso xidantes,2 93-295,5 15-520
  agentesr eductores,2 94,5 15-516,5 20-523
  celdase lectrolíticas,5 25-528
  celdasv oltaicas,5 28-533
  corrosión,5 30
  dem etales,2 93-295
  enf otografía,5 22
  hidrógenoy ,513-516
  identificaciónd e,5 18
  mediasr eacciones,5 23-525
  metabolismo,5 08
  oxígenoy ,509-513
  series de actividad, 295-297, 299, 528
Óxidod ea luminio(Al_2O_3), 161
Óxido de calcio (CaO), 175-177, 300, 333
Oxido de hierro(III) Fe_2O_2, 510
Óxidom ercúrico(HgO),2 91
Óxido nítrico (NO), 166, 232, 511
Óxidosd en itrógeno(NO_x), 202
Óxidosm etálicos,2 91,2 93,4 78
Oxígeno
  abundancia de, 82, 202, 511
  densidadd el,6 1
  descubrimientod el,8 8
  energíad ei onizaciónd el,1 92
  experimentosd eL avoisiers obree l,2 5
  ozono, 202, 467, 520
  producción anual de, 177
  propiedadesq uímicasd el,5 09-513,5 16-517
  punto de fusión del, 194
  solubilidad del, en agua, 418, 423
Oxitocina,6 50
Ozono(O_3), 202, 467, 520
Ozono, capa de, 123, 232, 335

P

para-,p refijo,6 02
Parafina,5 90
Paréntesise nf órmulas,1 62-163
Paresc onjugadosá cido-base,4 83-484
Partes por billón (ppb), 423
Partes por mil millones, 57-59, 423
Partes por millón (ppm), 423
Partículas
  alfa, 119-120, 540-544, 551-553
  áreas uperficialy v elocidadd er eacción,4 48-449
  beta, 119, 540-543, 549
  coloides,4 26-428
  determinaciónd em asay n úmerod e,2 60-262, 425
  fundamentales,5 52
  teoríac inéticam olecular,3 39-342
Partículass ubatómicas,9 4-98
  hadrones, 129
  leptrones, 129
  neutrinos, 129
  quarks, 129
Pascales(unidades),3 46
Pauli, principio de exclusión de, 8-9, 220, 639-649
Pauli, Wolfgang,1 34,1 39
p-Diclorobenceno,3 92,6 01
Pelagra,6 49
Penetración,p oderd e,5 42-544
Pentano,581
2-Pentanona,6 12
1-Penteno,5 92
Pentosas,a zúcares,6 42
per-,p refijo,1 59
Perclorato,i ones,1 56,1 59,1 83
Periodos de elementos, 83, 187-188, 192
Permanganatod ep otasio($KMnO_4$), 517
Permeabilidad,4 28
Peróxidod eb enzoílo[$(C_6H_5CO)_2O_2$], 520
Peróxidod eh idrógeno(H_2O_2), 292-293, 445-446, 467, 519, 521
Peróxidos,241,292-293. *Véaset ambién* Peróxidod eh idrógeno
Peso
  definición,1 3-14
  lejos de la Tierra, 13-14
  porcentajee n,2 56
Pesoa tómico,1 00-101
Pesosf órmula,1 05,4 25
Pesosm oleculares,1 05,2 50
Petit, Alexis,1 15,1 34
pH,e scalad e
  amortiguadores,4 98-499
  cifrass ignificativas,4 91
  ejemplos de, 490
  enc alculadoras,4 91,4 93-494
  hidrólisisd es olucioness alinas,4 96
  mediciónd e,4 94-495
  perspectivag eneral,4 88-491
  pOH y, 491-493
pH,in dicadoresde ,470-472,494-495
Picnómetros,6 3
Piedrac aliza. *Véase* Carbonatod ec alcio
Pilass ecas,5 31
Piridoxamina,6 16
Pirimidina,b asesd e,6 42
Pirita,1 5
Pirotecnia,1 27,2 91
PKU(fenilcetonuria),6 39
Placasd ep elícula,5 48
Planck, constante de, 127
Planck, Max, 127, 134
Plasma,5 69
Plasmólisis,4 30
Plásticos,5 97-599,6 14
Plata
  calore específicod el a,6 7,3 97
  de ley (sterling), 20
  electroplatinado,5 26-527
  oscurecimiento de la, 521
  punto de fusión de la, 378
  reducciónd e,5 22
  usos de la, 206
Platino, 206, 446, 513
Plomo
  calore específicod el,6 7
  comoe scudoc ontral ar adiación,5 43
  densidadd el,6 1
  reglamentación de, en el agua potable, 423, 424
  toxicidadd el,4 24
  usos del, 201
Plomo(II) (PbO), óxido de, 176

Plomo(II)[$Pb(NO_3)$], nitrato de, 416-417
Plutonio, 207, 544, 554, 556, 564, 570
pOH, 491
Polaridad, 228-231, 241-242, 378, 413
Poliamidas,6 16-617
Poliestireno,5 98
Polietilenod ea ltad ensidad(HDPE),5 98-599
Polietilenod eb ajad ensidad(LDPE),5 98-599
Polietilenos,5 92,5 97-599
Polimerización,5 97-599
Polipéptidos,6 38
Polipropileno,5 98
Polisacáridos,6 25,6 29-631
Polonio, 119, 203, 550
Porcentajee nm asa,4 22-423
Porcentajee nv olumen,4 21-422
Positrones,5 53,5 55
Potasio
  color a la flama, 127
  configuracióne lectrónica,1 48-149
  fechadoc onr adioisótopos,5 60
  fuentes en la dieta, 198
  isótopos de, 549, 552
  reacción de, con agua, 295-296
Potencias de diez, 56
Precipitación,r eaccionesd e,2 85-286,2 99-302
Precisión,5 0-51
Prefijos
  de ácidos, 173
  dec ompuestosb inarios,1 65
  de iones, 159
  des ustituyentese na nillosb encénicos,6 02
  deu nidades,3 8-39
  enq uímicao rgánica,5 86-587
  númerod eá tomosd ec arbono,5 80
Presión
  de vapor, 363-365, 385
  definición,3 43
  equilibrioq uímicoy ,4 57-458
  ley combinada de los gases, 356-357, 369
  ley del gas ideal, 360-362, 369
  manométricad en eumáticos,3 54-355
  punto de ebullición y, 386-387
  solubilidady ,4 16-419
  temperaturay ,3 51-355
  temperaturay p resiónn ormales,3 44,3 55
  volumeny ,3 44-348
Presióna tmosférica,3 42-344,3 46
Presiónn ormal,3 43
Presióno smótica,4 30
Presións anguínea,1 66
Presionesp arciales,3 62-364
Priestley,J oseph,8 8
Primeral eyd el at ermodinámica,2 8,3 27-328
Prismas,1 22
Procesose spontáneos,6 6
Productos,d efiniciónd e,2 77
Productosq uímicosi ndustriales,1 75-178
Progesterona,6 51
Prolactina,6 50
Prolina,6 36
Prometio,7 8
Propanal,6 11
Propano,579-583
1-Propanol,6 03-604
2-Propanol,6 04
Propanona(acetona),3 88,6 11-612
Propeno,592
Propiedadesc aracterísticas,2 0-23
Propiedadesc oligativas,4 25-426. *Véaset ambién* Puntosd ee bullición; Puntosd ec ongelación;P untosd ef usión
Propiedadese xtensivas,2 1
Propiedadesf ísicas
  de los elementos, 86-88
  definición,2 0-21
  ejemplos de, 22-23
  experiencia práctica de las, 33, 246
  fuerzasi ntermolecularesy ,3 78-380
Propiedadesi ntensivas,2 1-22
Propiedadesq uímicas,2 1-22
  experiencia práctica de las, 33
Propilamina,6 15
Propilbenceno,6 01
Propileno,5 92
Propilo,gru pos,587-588
Proporcionalidad,c onstantesd e,3 44
Protecciónc atódica,5 30
Proteínas
  enlacesp eptídicos,6 38-639
  enzimas, 278, 448, 639-640
  estructurad el as,6 35
  estructurasp rimaria,s ecundariay t erciariad el as,6 39
  hormonas,644,649-651
  síntesisd e,6 34-645
Proteínasc omplementarias,6 37
Protio,9 9. *Véaset ambién* Hidrógeno
Protones,95-98,483-485
Proust, Joseph Louis, 88-89
ProyectoM anhattan,5 63-565
Puentes alino. *Véaset ambién* Compuestosi ónicos
  ap artird er eaccionesd en eutralización,3 03-304,4 71
  anhidras,1 74
  deá cidosp olipróticos,1 73-174
  deha lógenos,172-173
  definición,1 70
  disoluciónd e,4 11-412
  fundidas,525-526
  hidrólisisd e,4 96
Puentes de hidrógeno, 242-243, 380-382, 400, 413-414
Puntod ee bullicónn ormal,3 87
Puntode e quivalencia,499,517
Punto de Lewis, 137-139
  modelosd es emiesferas,5 80
Puntof inald eu nat itulación,4 99
Puntos de congelación, 63-64, 387-388, 394, 425
Puntos de ebullición, 193-195, 381, 386-387, 425, 584
Puntosd ef usión
  calor de fusión, 394-396
  dea lcanos,5 84
  dec ompuestoso rgánicos,5 78
  des ólidosc ristalinos,3 91
  definición,3 94
  ejemplos de, 22
  generalizacionesa cercad el os,3 78
  tendenciasp eriódicasd el,1 93-195
Purina,b asesd e,6 42

Queroseno,5 90
Químican uclear,5 39-576. *Véaset ambién* Radiación;R adiactividad
  detectoresd er adiación,5 47-548
  fisiónn uclear,5 61-568
  fusiónn uclear,5 69-571
  mediciónd el ar adiación,5 46-547
  partículasa lfa,1 19-120,5 40-541,5 49
  partículasb eta,1 19,5 40-543,5 49
  plantan uclear(centralesn ucleoeléctricas),5 50,5 66-568,5 70
  poderd ep enetración,5 42-544
  radiaciónd ef ondo,5 48-551
  radiactividadi nducida,5 52-555
  radiactividadn atural,5 40-544

rayos gamma, 119, 542-543, 556
rayos X, 118-119, 123, 542, 546
transmutacionesa rtificiales,5 51-552
ususosd el osr adioisótopos,5 56-561
vida media, 544-546, 549
Químicao rgánica,5 77-623. *Véaset ambién* Bioquímica
ácidosc arboxílicos,1 70,6 07,6 12-615
alcanos,5 79-585
alcoholes, 20, 413, 421, 596, 602-608
aldehídos yc etonas,6 09-612
alquenosy a lquinos,5 92-599
aminas y amidas, 607, 615-617
compuestosa lifáticosy a romáticos,6 00-601
definiciones,5 77-578
ésteres,6 07,6 13-615
éteres,6 08-609
fenoles,6 08
fórmulase structurales,5 85-592
gruposf uncionales,5 86-592
hidrocarburosa romáticos,5 99-602
isomeríac is/trans,5 94-595
nomenclaturad el aI UPAC,5 86-592
polímeros,5 97-599
Química
campos de la, 9
comoc ienciac uantitativa,2 4
como la ciencia central, 8-9
como rama de la ciencia, 2-4, 13
definición,1 3
en el buceo en aguas profundas, 8
en el estilo de vida, 4
implicaciones de la 4
resoluciónd ep roblemasd e,5 -6

R

Radar,124-125
Radiación. *Véaset ambién* Radiactividad
alimentosi rradiados,5 56
artificial,5 50-551
daños que provoca la, 546, 549-550
detectoresd e,5 47-548
enfermedadp or,5 57
medición de, 546-547, 575
poder de penetración de la, 542-544
protecciónc ontral a,5 43
radioterapia,5 56-557
ultravioleta,1 22
unidadesd e,5 46-547
usos de la, en medicina, 539, 546, 555-557
Radiaciónd ef ondo,5 48-551
Radiacióne lectromagnética,1 21,1 23
Radiacióni nfrarroja,1 23,1 25,1 28
Radiacióni onizante,5 46,5 48,5 75
Radiactividad. *Véaset ambién* Radiación
dep lantasn ucleoeléctricas,5 68
descubrimientod el a,1 18
en el interior del cuerpo humano, 543
fechadoc onr adioisótopos,5 59-560
marcadores,5 56
natural,5 40-544
partículas alfa,1 19-120,5 40-541
partículas beta,1 19,5 40-543,5 49
poder de penetración de la, 542-544
rayos gamma, 119, 123, 540, 542-543, 556
tipos de, 119
transmutacionesa rtificiales,5 51-552
vida media, 544-546, 549
Radiactividadi nducida,5 52-555
Radicalesl ibres,2 32
Radio, 119, 540, 549, 557
Radio, ondas de, 123
Radioisótopos,544-546,556-561
Radiosa tómicos,1 89-190
Radón, 100, 204, 550-551, 557
Rad(unidades),5 46-547
Ramsay,S ir William,2 04
Raquitismo,6 45
Rayosc atódicos,t ubosd e,1 15-117
Rayosc ósmicos,5 48-549
Rayos gamma, 119, 542-543, 556
Razonesm olares,3 13-314,3 65-368
Reacciones,2 76-311. *Véaset ambién* Velocidadesd er eacción
cambiose nergéticose nl as,3 25-329
clasificaciónd el as,2 86-287
de ácidos, 477-480
de adición, 596
de combustión, 284-286, 287-289
ded escomposición,2 86,2 90-293
ded obles ustitución,2 87,2 99-304
dem etales,2 93-297
den eutralización,3 03-304,4 71,4 77
deo xidación-reducción,2 93-295
dep recipitación,2 85-286,2 99-302
de síntesis, 286, 289-290
des ustitucións imple,2 86-287,2 95-299
definición,277
en las cavernas de piedra caliza, 303
experiencia práctica de, 309
leyd el asp roporcionesm últiples,9 0-92
mecanismosd e,4 44-445
Reaccionese nc adena,5 62-564
Reaccionese ndergónicas,2 6,3 26-327
Reaccionese ndotérmicas,2 6,3 25-329,4 56-457
Reaccionese xergónicas,2 6,4 39
Reaccionese xotérmicas,2 6,3 25-329,4 39,4 56-457
Reacciones fotoquímicas, 232
Reaccionesn ucleares,2 9
Reaccionesq uímicas. *Véase* Reacciones
Reaccionesr eversibles,4 49-453
Reactivol imitante,c álculosd e,3 21-323
Reactivos, 277, 321-323, 449-450
Reciclamiento,5 26,5 99
Redc ovalente(macromoleculares),s ólidosd e,3 79,3 91-392
Redes cristalinas, 14-15, 215-216, 224, 390
Redesc úbicasc entradase ne lc uerpo,3 90
Redesc úbicasc entradase nl asc aras,3 90
Redondeod ec ifras,5 4
Redox,r eacciones. *Véase* Oxidación-reducción,r eaccionesd e
Reducción. *Véaset ambién* Oxidación-reducción,r eaccionesd e
de cloro, 215
definiciones,294,514-516
hidrógenoy ,513-516
mediasr eaccionesd e,5 23-525
Refrigeradores,3 89
Relatividad,t eoríad el a,2 9,5 61
Rem (unidades), 546-547, 575
Rendimiento,277,323-325
Rendimientop orcentual,3 23-325
Rendimientor eal,3 24
Rendimientot eórico,3 24
Renio,560
Repulsiónd ep aresd ee lectrones,2 31-234
Repulsiónd ep arese lectrónicosd el ac apad ev alencia. *Véase* Residuos nucleares,5 68
Residuosr adiactivos,5 68
Residuoss ólidos,2 5
Resonancia,e structurasd e,2 31,6 00
Resta,c ifrass ignificativase nl a,5 5
Revistasc ientíficas,6
Ribosa,640-642

Riesgoy b eneficio,2
RNAd et ransferencia,6 43
RNAm ensajero,6 43
RNAr ibosomal,6 43
Roentgen, Wilhelm, 118-119, 134, 542, 546
Roentgenios(unidades),5 46-547
Rojod em etilo,4 95
RPECV (repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia), 231-235, 238-242
Rutherford, Ernest, 119-121, 134, 552, 562
Rutherfordio,5 54

S

Saborizantesa rtificiales,6 13-614
Sacarosa($C_{12}H_{22}O_{11}$), 22, 176, 444-445, 628-629. *Véaset ambién* Azúcar(es)
  azúcaresr eductores,6 27
  composiciónd e,1 8
  cristalizaciónd e,4 17
  disacáridos,6 25,6 28-629
  monosacáridos,6 25-628
  sacarosa, 22, 176, 444-445, 628-629
SAE,í ndices,3 83
Sal. *Véase* Clorurod es odio
Salesá cidas. *Véaset ambién* Sales,1 73
Salesa nhidras,1 74
Salud. *Véase* Cuerpoh umano;M edicinas
Sangre, gases en, 362, 364
Scheele, Karl W., 88
Schrödinger,E rwin,1 33-134
Seaborg, Glenn T., 138, 186-187, 553, 564
Seaborgio,5 54
sec-Butilo,g rupos,5 88
Segrè, Emilio,5 61
Segundal eyd el at ermodinámica,3 28-329
Segundos,37
Seguridad
  de latas de aerosol, 352-353
  inflamabilidadd elé ter,6 09
  luzu ltravioleta,1 22,1 24
  monóxidode c arbono,229
Selenio,2 02-203
Semiconductores,8 5-86
Semiesferas,m odelosd e,5 80
Serieh omóloga,5 82
Serina,6 36
SI(SistemaI nternacional),u nidadesd el,3 6-38. *Véaset ambién* Sistema métrico;U nidad(es)
Silicio, 85-86, 192, 201
Símbolos
  de electrón de Lewis, 137-139
  de los elementos, 78
  de los isótopos, 99
  dela nillob encénico,6 00
  modelos de esferas y palos, 216, 580, 594
  modelosd eg lobos,2 31-234
Síntesis,r eaccionesd e,2 86,2 89-290
Sistemam étrico. *Véaset ambién* Unidad(es)
  aproximaciones,4 0,4 6
  densidadr elativae ne l,6 2
  factoresd ec onversión,4 2-43
  medicionesd el ongitud,3 8-40,4 9
  medicionesd em asa,4 6-49
  medicionesd ev olumen,4 3-46,4 9
  perspectivag eneral,3 6-38
  prefijosd el,3 8-39
Sistema Stock, 158, 164. *Véaset ambién* Nomenclatura
Skou, Jens, 641
Soda para hornear (bicarbonato de sodio), 173, 176, 480, 482
Sodio
  color a la flama del, 127, 129
  conductividadt érmicad el,1 96
  energíad ei onizaciónd el,1 92
  espectro de líneas del, 126
  ingesta en la dieta, 137, 254
  iones,1 56-157
  isótoposde ,101
  metálico,2 14
  nivelese nergéticosd el ose lectronesd el,1 31
  radioisótoposd e,u soe nm edicina,5 57
  reacción de cloro con, 191, 214-216
Soles,4 27
Soless ólidos,4 27
Sólidos
  cristalinos,3 91
  de red covalente, 379, 391-392
  definición,1 4
  noc ristalinos,3 90
  propiedadesd el os,1 6
  redesc ristalinas,1 4-15,2 15-216,3 90
  soles,4 27
  soluciones,4 09
Sólidosa morfos,3 90
Sólidosm acromoleculares,3 79,3 91-392
Sólidosm etálicos,3 93
Sólidosr ectangulares,4 3
Solubilidad
  dec ompuestosc ovalentes,4 13-414
  de compuestos iónicos, 225, 301, 411-412
  dec ompuestoso rgánicos,5 78
  de gases en líquidos, 8, 417-419
  des ólidose nl íquidos,4 16-417
  definición,4 10
  enlacesq uímicosy ,2 27
  equilibriosd e,4 15-416
  formam oleculary ,2 38-239
  reglas de, 300-301
  temperaturay ,4 15-416
  terminologíad e,4 10
Soluble,d efiniciónd e,4 10
Soluciones,4 07-436
  acuosas,409
  cálculosc ons olucionesm olares,3 19-321
  cálculosd ep reparación,2 62,4 20-421
  concentradas,4 10
  definición,19,262,408-409
  determinaciónd ev olúmenes,2 63
  diluidas,4 10,4 23-425
  ejemplos de, 20
  molaridad,2 62-265,3 19-321,4 19-421
  ósmosis,4 28-431
  porcentajee nm asa,4 22-423
  porcentajee nv olumen,4 21-422
  preparaciónd e,p ord ilución,2 64-265,4 24
  propiedadesc oligativasd el as,4 25-426
  sólidas,4 09
  suspensionesy ,4 26
  tipos de, 409
Solucionesa cuosase ne cuacionesq uímicas,2 78
Solucionesa lcalinas. *Véase* Bases
Solucionesb ásicas,r eaccionesd el osó xidosm etálicose n,2 93
Solucionesh ipertónicas,4 30
Solucionesh ipotónicas,4 30
Solucionesi sotónicas,4 30
Solucionesn eutras,4 89
Solucioness aturadase i nsaturadas,4 15
Solucioness obresaturadas,4 17
Solutos,d efiniciónd e,2 62,4 08
Solvatación,4 11
Sonido, en un vacío, 344

Sörensen, S. P. L., 488
Stoney, G. J., 116
Strassmann, Fritz, 562, 565
Stroke,G eorge W.,9 6
Sublimación,2 04
Subnivelese lectrónicos,1 33,1 39-144
Sulfatod eb ario($BaSO_4$), 285, 335, 542
Sulfatod ec alcio($CaSO_4$), 304
Sulfurod eh idrógeno(H_2S), 18, 299-300, 479, 512
Sulfurod eh ierro(FeS_2), 15
Sulfurosm etálicos,4 79-480
Suma,c ifrass ignificativase nl a,5 5
Superóxidos,2 93
Suspensiones,4 26
Sustanciasp uras,1 7,1 9
Sustitucións imple,r eaccionesd e,2 86-287,2 95-299
Szilard, Leo, 562, 565

T

Tabaco,r adiaciónp orc onsumod e,5 49
Tablap eriódica. *Véase también* Tendenciasp eriódicas de los elementos
  actínidos, 187,2 07
  densidades,1 96
  desarrollo de la, 115, 185
  diagramasd eo rbitales,1 46-148
  electronegatividad,2 20-221
  elementost ransuránicos,1 87
  estructurasm olecularesy ,2 39-242
  GrupoI A (metalesa lcalinos),1 97-198
  GrupoI IA(metales alcalinotérreos),1 98
  Grupo IIIA, 198-199
  Grupo IVA, 199-201
  Grupo VA,201-202
  Grupo VIA,202-203
  Grupo VIIA(halógenos),2 03
  Grupo VIIIA(gasesn obles),2 04
  gruposy f amilias,1 88-189
  hidrógeno,197
  iones simples y, 157-158
  lantánidos,2 07
  metalesd et ransición,2 05-207
  metalesd et ransicióni nterna,2 07-208
  perspectivag eneral,8 2-85,1 86-189
  puntos de fusión, 195
  radiosa tómicos,1 90
  seriesd ea ctividad,2 95-297,2 99
  subnivelese nergéticosy ,1 42-144
Talio,1 99
Tecnecio, 78, 539, 557-559
Teflón, 203, 598
Televisión,f recuenciasd eo ndad e,1 23
Telurio,2 03
Temperatura
  corporal,6 8,4 43
  dei gnición,5 10
  dev aporización,3 85-386,4 00
  en la fusión nuclear, 569
  en la ley combinada de los gases, 356-357, 369
  en la ley del gas ideal, 360-362, 369
  energíac aloríficay ,6 6-68
  energía cinética de los gases y, 342
  equilibrio y,4 51
  escalasd e,6 3-66
  presión y, 351-355
  solubilidady ,4 15-419
  velocidadesd er eaccióny ,4 42-444
  viscosidady ,3 83
  volumeny ,3 48-351
Temperaturay p resiónn ormales(TPN),3 55,3 58-360
Tendenciasp eriódicasd el ose lementos,1 84-212
  conductividadd ec alory e lectricidad,1 96-197
  energíad ei onización,1 92-193
  estructurasc ristalinas,3 90
  predicciónd ee lementos,1 85-186
  puntos de fusión y ebullición, 193-195, 381
  tamañoa tómico,1 89-191
  tamañoi ónico,1 90-191
  tendenciasg enerales,1 87-188
Tensións uperficial,3 83-385
Tensoactivos,a gentes,3 84
Teoría,d efiniciónd e,6 -7
Teoríaa tómica
  antigua,8 8
  cronologíad el osd escubrimientos,1 34,1 36
  de Bohr, 128-133
  de Dalton, 90-94, 115, 117
  ecuacionesd eo ndad eS chrödinger,1 33
  modelo del pudín con pasas, 117
  modelom ecánicoc uántico,1 32-135
  modelon ucleard eR utherford,1 19-121
  partículass ubatómicas,9 4-98
  principiod ei ncertidumbred eH eisenberg,1 33-135
Teoríac inéticam olecular(TCM)
  Cinética. *Véase* Velocidadesd er eacción
  criptóng aseoso,1 7,2 04-205
  ley de Boyle, 347-348
  ley de Charles, 350-351
  ley de Gay-Lussac, 353
  perspectivag enerald el a,3 39-342
Teoríac uántica,1 27
ter-Butilo,g rupos,5 88
Termita,r eacciónd e,2 76
Termodinámica,2 8,3 27-329
Testosterona,6 51
tetra-,p refijo,1 59
Tetraclorurod ec arbono(CCl_4), 383
Thomson,G eorge,1 33
Thomson, J. J., 115-117, 134
Three Mile Island, accidente de la central nuclear de, 550, 567
Tibbets, Cnel. Paul, 565
Tierra, la, 82, 339. *Véaset ambién* Atmósfera
Tierras raras, elementos de las, 207
Timina,6 40-642
tio-,p refijo,1 59
Tiosulfatod es odio($Na_2S_2O_3$), 176, 522
Tirosina,6 37
Tiroxina,650
Titanio(III) (TiN), nitruro de, 164, 392
Titulacionesá cido-base,4 99-500
TNT(2,4,6-trinitrotolueno),6 01
Tokamak(TFTR),R eactord eF usiónE xperimental,5 70-571
Tolueno,600-601
Tomografíad ee misiónd ep ositrones(PET),5 55
Torio,5 49
Tornasol,4 70-472
Torr (unidad), 343
Torricelli,E vangelista,3 43
Toxicidad,m edidasd e,6 03
Trabajo,d efiniciónd e,2 5
trans, ácidos grasos, 632
trans, isómeros, 594-595, 632
TransbordadorE spacial,1 3,2 81
Transcripción,6 43
Transición,m etalesd e. *Véase también* Metales
  bases de, 476
  cationesd e,1 57-158
  enl at ablap eriódica,1 88
  internos,2 07-208
  límites de, en el agua potable, 423

números d eo xidación d e,1 67-169
propiedades d el os,2 05-207
reacciones de bases con sales de, 481
reglas d es olubilidad,3 00
subnivelese nergéticos d e,1 42-144
Transmutación rtificial,5 51-552
Transmutaciones,5 41,5 51-552
Treonina,6 36
tri-,p refijo,1 59
Triclorometano($CHCl_3$), 585
Tricoseno,i sómeros d el,5 95
Trifluorurod eb oro(BF_3), 486
Trifluorurod en itrógeno(NF_3), 183
Trifosfatod ea denosina(ATP),6 41
Triglicéridos,6 05,6 31
Trimetilamina,6 15
1,3,5-Trimetilbenceno,6 01
Trioles,6 05
Tripéptidos,6 38
Triplese nlaces,2 19
Triptófano,6 37
Tritio, 98, 541, 544-545, 557, 560, 569
Tungsteno (W), 378, 395, 520
Tyndall,e fecto,4 26-427
experiencia práctica, 436

U

Ultravioleta(UV),r adiación,1 22-124,1 28
Unidad(es)
análisis d imensional,4 0-43,4 9-50
de energía, 66
de longitud, 38-40, 43, 49
de masa, 46-49
dep resión g aseosa,3 46
der adiación,5 46-547
de volumen, 43-46, 49
métricas y a nglosajonas,c onversión e ntre,4 9-50
métricas y del SI, 36-40
partes por mil millones, 57-59, 423
prefijos d e,3 7-39
Unidades de masa atómica (uma), 92, 95, 100-101, 104
Unidades i nglesas,4 9-50
Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), 154, 158, 165, 586-592, 594-595. *Véase también* Nomenclatura
Uracilo,6 40-642
Uranio
descubrimiento d el ar adiactividad,1 18
enriquecido,5 64,5 66
fechado c on r adioisótopos,5 59-560
fragmentación d e,5 63
masa crítica d e,5 64
series d ed esintegración d el,5 49
vida media del, 544, 549
Urea [$(NH_2)_2CO$], 177
Urey, Harold C., 134, 564

V

Valina,6 36
van der Waals, fuerzas de, 380
van der Waals, Johannes, 380
Vapor, presión de, 363-365, 385
Vapor de agua, 14
Vapores c alentado,3 96
Vaporización,3 85-389,4 00
Vasopresina,6 50
Vehículos e léctricos(VE),5 32
Velocidad de la luz, 121-122
Velocidades d e reacción
áreas s uperficiales ,4 48-449
concentración es ,4 44-445
direcciones ,4 49-452
energías d e activación,4 39-442,4 46
frecuencias d e colisiones,4 38
orientación,4 38-439
principios d eL eC hâtelier,4 53-458
temperaturas ,4 42-444
unidades,442
Vida media, 544-546, 549
Vidrio, 397, 406
Vinagre, 170, 469, 474, 612. *Véase también* Ácidos a cético
Vino,s úmicos el,4 17
Violetas d e etilo,4 95
Viscosidad,14,383-384
Vitaminas
estructuras d e,6 46-648
liposolubles e h idrosolubles,6 45
vitamina A,5 99,6 45-646
vitamina C, 74, 645, 648-649
vitamina D ,6 45-646
vitamina E ,6 45-646
vitamina K ,6 45-646
vitaminas B ,6 45-648
Volta, Alessandro,5 28
Voltios(unidades),5 29
Volumen m olar,3 58-360
Volúmenes
disoluciones m olares,2 63,3 19-321
en la ley combinada de los gases, 356-357, 369
equilibrios u ímicos y ,4 57-458
medición m étrica y c onversión e ntre,4 3-46,4 9
molares,3 58-360
presión y, 343-348
temperaturas ,3 48-351

W

Walker, John, 641
Watson, James D., 641-643
Wilhelmy,L udwig,4 44-445

X

X, rayos, 118-119, 123, 542, 546
Xilenos,6 01

Y

Yeso,175
Yodo
como a ntiséptico,5 20
fuerzas de dispersión en el, 382
índice de yo do,633
isótopos del, 99, 557-558
propiedades del,2 04,3 79
tintura d e,4 04
Yoduro(I^-), iones, 445-446
Yucca, montaña, 568

Z

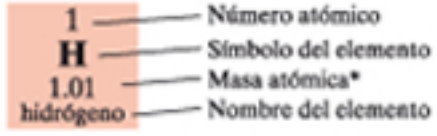
Zinc
anfótero,4 81
calor específico d el,6 7
en c eldas v oltaicas,5 28-529
en el agua potable, 423
en e lh ierro g alvanizado,2 06,5 27
reacciones de, con ácidos, 297
usos del, en medicina, 2

Masas atómicas de los elementos

Con base en el carbono 12. Un número entre paréntesis es la masa atómica del isótopo más estable de un elemento radiactivo.

Nombre	*Símbolo*	*Número atómico*	*Peso atómico*	*Nombre*	*Símbolo*	*Número atómico*	*Peso atómico*
Actinio	Ac	89	(227)	Litio	Li	3	6.94
Aluminio	Al	13	26.98	Lutecio	Lu	71	174.97
Americio	Am	95	(243)	Magnesio	Mg	12	24.31
Antimonio	Sb	51	121.76	Manganeso	Mn	25	54.94
Argón	Ar	18	39.95	Meitnerio	Mt	109	(268)
Arsénico	As	33	74.92	Mendelevio	Md	101	(258)
Astato	At	85	(210)	Mercurio	Hg	80	200.59
Azufre	S	16	32.07	Molibdeno	Mo	42	95.94
Bario	Ba	56	137.33	Neodimio	Nd	60	144.24
Berilio	Be	4	(247)	Niobio	Nb	41	92.91
Berkelio	Bk	97	9.01	Neón	Ne	10	20.18
Bismuto	Bi	83	208.98	Neptunio	Np	93	(237)
Bohrio	Bh	107	(264)	Níquel	Ni	28	58.69
Boro	B	5	10.81	Nitrógeno	N	7	14.01
Bromo	Br	35	79.90	Nobelio	No	102	(259)
Cadmio	Cd	48	(251)	Oro	Au	79	196.97
Calcio	Ca	20	112.41	Osmio	Os	76	190.2
Californio	Cf	98	40.08	Oxígeno	O	8	16.00
Carbono	C	6	12.01	Paladio	Pd	46	106.42
Cerio	Ce	58	140.12	Plata	Ag	47	107.87
Cesio	Cs	55	132.91	Plomo	Pb	82	207.2
Circonio	Zr	40	91.22	Platino	Pt	78	195.08
Cloro	Cl	17	35.45	Plutonio	Pu	94	(244)
Cobalto	Co	27	52.00	Polonio	Po	84	(209)
Cobre	Cu	29	58.93	Potasio	K	19	39.10
Cromo	Cr	24	63.55	Praseodimio	Pr	59	140.91
Curio	Cm	96	(247)	Prometio	Pm	61	144.91
Darmstadio	Ds	110	(269)	Protactinio	Pa	91	(231)
Disprosio	Dy	66	162.50	Radio	Ra	88	226.0
Dubnio	Db	105	(262)	Radón	Rn	86	(222)
Einstenio	Es	99	(252)	Renio	Re	75	186.21
Erbio	Er	68	167.26	Rodio	Rh	45	102.91
Escandio	Sc	21	44.96	Roentgenio	Rg	111	(272)
Estaño	Sn	50	118.71	Rubidio	Rb	37	85.47
Europio	Eu	63	151.97	Ruthenium	Ru	44	101.07
Estroncio	Sr	38	87.62	Rutherfordio	Rf	104	(261)
Fermio	Fm	100	(257)	Samario	Sm	62	150.36
Flúor	F	9	19.00	Seaborgio	Sg	106	(263)
Fósforo	P	15	(223)	Selenio	Se	34	78.96
Francio	Fr	87	30.97	Silicio	Si	14	28.09
Gadolinio	Gd	64	157.25	Sodio	Na	11	22.99
Galio	Ga	31	69.72	Talio	Tl	81	204.38
Germanio	Ge	32	72.61	Tantalio	Ta	73	180.95
Hafnio	Hf	72	178.49	Tecnecio	Tc	43	(98)
Hasio	Hs	108	(265)	Telurio	Te	52	127.60
Helio	He	2	4.00	Terbio	Tb	65	158.93
Hidrógeno	H	1	1.01	Titanio	Ti	22	47.87
Hierro	Fe	26	55.85	Torio	Th	90	232
Hierro	Kr	36	83.80	Tulio	Tm	69	168.93
Holmio	Ho	67	164.93	Tungsteno	W	74	183.84
Indio	In	49	114.82	Uranio	U	92	238.0
Iridio	Ir	77	192.22	Vanadio	V	23	50.94
Iterbio	Yb	70	173.04	Xenón	Xe	54	131.29
Itrio	Y	39	88.91	Yodo	I	53	126.90
Lantano	La	57	138.91	Zinc	Zn	30	65.39
Laurencio	Lr	103	(262)				

Tabla periódica de los elementos



PERIODO	GRUPO 1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII
1	1 **H** 1.01 hidrógeno								
2	3 **Li** 6.94 litio	4 **Be** 9.01 berilio							
3	11 **Na** 22.99 sodio	12 **Mg** 24.31 magnesio							
4	19 **K** 39.10 potasio	20 **Ca** 40.08 calcio	21 **Sc** 44.96 escandio	22 **Ti** 47.87 titanio	23 **V** 50.94 vanadio	24 **Cr** 52.00 cromo	25 **Mn** 54.94 manganeso	26 **Fe** 55.85 hierro	27 **Co** 58.93 cobalto
5	37 **Rb** 85.47 rubidio	38 **Sr** 87.62 estroncio	39 **Y** 88.91 itrio	40 **Zr** 91.22 circonio	41 **Nb** 92.91 niobio	42 **Mo** 95.94 molibdeno	43 **Tc** (98) tecnecio	44 **Ru** 101.07 rutenio	45 **Rh** 102.91 rodio
6	55 **Cs** 132.91 cesio	56 **Ba** 137.33 bario	57 **La** 138.91 lantano	72 **Hf** 178.49 hafnio	73 **Ta** 180.95 tantalio	74 **W** 183.84 tungsteno	75 **Re** 186.21 renio	76 **Os** 190.2 osmio	77 **Ir** 192.22 iridio
7	87 **Fr** (223) francio	88 **Ra** (226) radio	89 **Ac** (227) actinio	104 **Rf** (261) rutherfordio	105 **Db** (262) dubnio	106 **Sg** (263) seaborgio	107 **Bh** (264) bohrio	108 **Hs** (265) hasio	109 **Mt** (268) meitnerio

Serie de los lantánidos	58 **Ce** 140.12 cerio	59 **Pr** 140.91 praseodimio	60 **Nd** 144.24 neodimio	61 **Pm** (144.91) prometio	62 **Sm** 150.36 samario	63 **Eu** 151.97 europio
Serie de los actínidos	90 **Th** 232 torio	91 **Pa** 231 protactinio	92 **U** 238 uranio	93 **Np** 237 neptunio	94 **Pu** (244) plutonio	95 **Am** (243) americio

*En el caso de los elementos sin isótopos estables, se muestra el número de masa de un isótopo radiactivo importante, no la masa atómica.
**Aún sin nombre.
†Se ha informado de su síntesis, pero ésta no se ha repetido.

Símbolos y nombres de algunos cationes comunes

Cationes +1		*Cationes +2*		*Cationes +3 y +4*	
DEL GRUPO IA		DEL GRUPO IIA		DEL GRUPO IIIA	
Hidrógeno	H^+	Magnesio	Mg^{2+}	Aluminio	Al^{3+}
Litio	Li^+	Calcio	Ca^{2+}		
Sodio	Na^+	Estroncio	Sr^{2+}		
Potasio	K^+	Bario	Ba^{2+}		
OTROS		OTROS		OTROS	
Amonio	NH_4^+	Zinc	Zn^{2+}		
Plata	Ag^+	Cadmio	Cd^{2+}		
Cobre(I) o cuproso	Cu^+	Cobre(II) o cúprico	Cu^{2+}		
Mercurio(I) o mercuroso	Hg_2^{2+}	Mercurio(II) o mercúrico	Hg^{2+}		
		Cromo(II) o cromoso	Cr^{2+}	Cromo(III) o crómico	Cr^{3+}
		Manganeso(II) o manganoso	Mn^{2+}	Manganeso(III) o mangánico	Mn^{3+}
		Hierro(II) o ferroso	Fe^{2+}	Hierro(III) o férrico	Fe^{3+}
		Cobalto(II) o cobaltoso	Co^{2+}	Cobalto(III) o cobáltico	Co^{3+}
		Níquel(II) o niqueloso	Ni^{2+}	Níquel(III)	Ni^{3+}
		Estaño(II) o estanoso	Sn^{2+}	Estaño(IV) o estánico	Sn^{4+}
		Plomo(II) o plumboso	Pb^{2+}	Plomo(IV) o plúmbico	Pb^{4+}

Símbolos y nombres de algunos aniones comunes

Aniones −1		*Aniones −2*		*Aniones −3 y −4*	
Peróxido*	O_2^{2-}	Óxido	O^{2-}	Nitruro	N^{3-}
Hidruro	H^-	Sulfuro	S^{2-}	Fosfuro	P^{3-}
Fluoruro	F^-	Seleniuro	Se^{2-}	Arseniuro	As^{3-}
Cloruro	Cl^-	Teluriuro	Te^{2-}	Carburo	C^{4-}
Bromuro	Br^-				
Yoduro	I^-				
Hidróxido	OH^-				
Hidrogenocarbonato (bicarbonato)	HCO_3^-	Carbonato	CO_3^{2-}		
Hidrogenosulfato (bisulfato)	HSO_4^-	Sulfato	SO_4^{2-}	Fosfato	PO_4^{3-}
Hidrogenosulfito (bisulfito)	HSO_3^-	Sulfito	SO_3^{2-}	Fosfito	PO_3^{3-}
Tiocianato	SCN^-	Tiosulfato	$S_2O_3^{2-}$		
Cianuro	CN^-				
Acetato	CH_3COO^- o $C_2H_3O_2^-$	Oxalato	$C_2O_4^{2-}$		
Nitrato	NO_3^-	Cromato	CrO_4^{2-}		
Nitrito	NO_2^-	Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$		
Permanganato	MnO_4^-				
Perclorato†	ClO_4^-				
Clorato†	ClO_3^-				
Clorito†	ClO_2^-				
Hipoclorito†	ClO^-				

*En el peróxido cada oxígeno tiene un número de oxidación de −1.

†Los iones con bromo y yodo en vez de cloro tienen nombres similares.

La vertiginosa evolución del mundo actual supone enormes retos para los estudiantes, de ahí la importancia de brindarles las herramientas para enfrentarlos. La presente obra resulta idónea para quienes se inician en el conocimiento de esta materia o se preparan para cursos posteriores de química y otras ciencias. Se ha puesto interés en atender aspectos en los que los jóvenes tienen especial dificultad, por lo que se enfoca en ayudarlos a:

- acercarse a la química con confianza
- adquirir habilidades para resolver problemas y destrezas de razonamiento crítico
- aplicar los principios de la química en la resolución de problemas

La amplia aceptación de este texto ha alentado la introducción de cambios con el propósito de aumentar la eficacia de la obra. En esta quinta edición, varias secciones han sido sustituidas por contenidos de actualidad que muestran aplicaciones de la química. Asimismo, se ha incluido la sección Estudiantes en acción, con el objetivo de que los jóvenes experimenten en un laboratorio convencional de ciencias y lleven a cabo actividades extracurriculares para poner a prueba sus habilidades y favorecer aún más el acercamiento con el mundo real. Todo ello les permitirá comprender que la química es parte de la vida cotidiana y está en todas partes.

ISBN 978-607-32-0683-9

PEARSON

La obra tiene como apoyo el sitio Web:
www.pearsoneducacion.latino.com